ÉLÉMENS

DE CHIMIE.

IMPRIMERIE DE E. LAURENT.

ÉLÉMENS
DE CHIMIE,

PAR

E. MITSCHERLICH,

PROFESSEUR DE CHIMIE A BERLIN, MEMBRE DES ACADÉMIES DES SCIENCES DE BERLIN, NAPLES ET STOCKHOLM, ET DES SOCIÉTÉS ROYALES DE LONDRES ET ÉDIMBOURG, CORRESPONDANT DE L'INSTITUT DE FRANCE, DES ACADÉMIES DE SAINT-PÉTERSBOURG ET DE MUNICH, CHEVALIER DE L'ORDRE DE L'AIGLE ROUGE;

TRADUITS DE L'ALLEMAND SUR LA DERNIÈRE ÉDITION,

PAR M. B. VALÉRIUS,

ANCIEN PROFESSEUR DE CHIMIE A L'UNIVERSITÉ DE GAND, DOCTEUR EN SCIENCES PHYSIQUES ET MATHÉMATIQUES DE L'UNIVERSITÉ DE LIÉGE, ET AUTEUR DE PLUSIEURS MÉMOIRES COURONNÉS PAR CETTE UNIVERSITÉ.

TOME PREMIER.

BRUXELLES.

LOUIS HAUMAN ET COMP^{e}, LIBRAIRES.

1835.

CORPS SIMPLES

CORPS QU'ON N'A PAS ENCORE PU DÉCOMPOSER.

Oxigène.
Hydrogène.
Azote.
Soufre.
Sélénium.
Phosphore.
Chlore.
Brôme.
Iode.
Fluor.
Carbone.
Bore.
Silicium.
Potassium.
Sodium.
Lithium.
Barium.
Strontium.
Calcium.
Magnésium.
Aluminium.
Glucium.
Yttrium.
Zirconium.
Thorium.
Cercium.
Manganèse.
Fer.
Nickel.
Cobalt.
Zinc.
Cadmium.
Plomb.
Étain.
Bismuth.
Urane.
Cuivre.
Mercure.
Argent.
Palladium.
Rhodium.
Iridium.
Platine.
Osmium.
Or.
Titane.

Colombium.
Vanadium.
Tungstène.
Molybdène.
Chrôme.
Tellure.
Antimoine.
Arsenic.

ÉLÉMENS
DE CHIMIE.

OXIGÈNE.

Lorsqu'on chauffe peu à peu jusqu'au rouge au moyen d'une lampe à double courant d'air de l'oxide rouge de mercure contenu dans une cornue de verre *a*, dont le bec est adapté solidement avec un bouchon de liége à l'une des tubulures du récipient *b* (*fig.* 1), on voit des bulles sortir de l'extrémité du tube de verre *c*, adapté de même avec un bouchon de liége à l'autre tubulure du récipient. Ces bulles s'élèvent et chassent l'eau d'une éprouvette *e*, renversée sur une planche de la cuve *g*, qui est remplie d'eau jusqu'à la ligne ombrée. Les premières bulles sont de l'air atmosphérique dilaté dans la cornue par la chaleur employée; car une température élevée depuis zéro jusqu'à cent degrés dilate l'air atmosphérique de plus du tiers de son volume. La caléfaction change la couleur de l'oxide de mercure, de même que celle de plusieurs autres corps ; mais le refroidissement lui rend sa teinte primitive. La couleur rouge devient très foncée, presque noire; puis la partie intérieure du col de la cornue commence à se tapisser, des gouttelettes d'un métal liquide se forment et ruissèlent dans le récipient, en même temps le développement des bulles s'accroît et ces phénomènes continuent tant que la cornue renferme encore des traces du corps rouge.

Pour mesurer le volume du corps qui a déplacé l'eau et déterminer le poids du métal obtenu, on fait l'expérience avec une éprouvette graduée *e (fig. 2)*, d'une capacité de 20 pouces cubes par exemple et divisée en 20 parties égales et par conséquent en pouces cubes, et l'on emploie un tube de verre *c*, dont l'extrémité s'élève dans l'éprouvette. Que l'on chauffe par exemple 100 grains d'oxide de mercure jusqu'à ce qu'il ne reste plus rien dans la cornue et qu'on laisse refroidir celle-ci, afin que l'air reprenne dans les vases la même température qu'avant la calcination, le tube de verre s'élevant au-dessus de l'eau, l'air rentrera de l'éprouvette dans l'appareil composé de la cornue *a*, du récipient *b*, et du tube de verre *c*; l'appareil contiendra exactement le même volume d'air qu'auparavant, et on obtiendra dans l'éprouvette le volume exact du corps produit par la calcination de l'oxide de mercure. Le métal liquide obtenu de cette manière pèse 92 grains, et la quantité d'eau déplacée dans l'éprouvette s'élève à 18, 6 pouces cubes; Or, 18, 6 pouces cubes du corps qui a expulsé l'eau pèsent environ 8 grains (Voyez air atmosphérique). Ainsi l'oxide de mercure employé pèse autant que le métal liquide et le corps gazeux dans lesquels la chaleur l'a décomposé.

Le mercure, le seul métal, qui soit liquide à la température ordinaire de l'air est, comme tous les métaux, un corps simple, c'est-à-dire un corps que nous ne pouvons décomposer. L'autre corps que la calcination sépare du mercure, est pareillement un corps simple que l'on nomme oxigène, ou un gaz oxigène, parce qu'à l'état de liberté il est toujours gazeux. La force qui produit la combinaison de l'oxigène avec le mercure s'appelle affi-

nité chimique. Les apparences extérieures n'établissent aucune différence entre l'oxigène et l'air atmosphérique, l'acide carbonique et tous les autres gaz incolores; une allumette allumée s'enflamme et brûle énergiquement, quand on l'introduit dans une éprouvette remplie d'oxigène; dans l'air atmosphérique elle continue de brûler, mais ne s'enflamme pas. Une allumette enflammée brûle dans l'air atmosphérique; mais s'éteint instantanément dans une éprouvette pleine d'acide carbonique. L'amadou allumée continue de brûler dans l'air, s'éteint dans l'acide carbonique et s'enflamme dans le gaz oxigène. Tous les corps en combustion brûlent beaucoup plus rapidement dans le gaz oxigène que dans l'air atmosphérique.

On remplit de mercure, et l'on renverse sur ce métal un tube de verre (*fig.* 3) d'environ un pouce de diamètre intérieur et huit pouces de hauteur et l'on y introduit un petit morceau de phosphore que sa légèreté fera monter à la partie supérieure du tube. Ensuite, après avoir rempli d'oxigène un petit flacon, on laisse monter ce gaz par petites bulles du flacon dans le cylindre. Cela posé, si l'on a préalablement fait fondre le phosphore au moyen de quelques charbons ardens contenus dans un petit panier en fil de fer, chaque bulle d'oxigène occasionera une combustion et disparaîtra complétement après son contact avec le phosphore. Avec une quantité suffisante de phosphore, on peut de cette manière faire disparaître par la combustion une grande quantité de gaz oxigène; si on laisse arriver assez d'oxigène pour qu'une nouvelle addition de ce gaz ne produise plus de combustion, le phosphore a également disparu, et s'est transformé en un corps, jouissant de propriétés toutes différentes de celles du phosphore

et de l'oxigène. Il résulte de cette expérience, que ce corps, portant le nom d'acide phosphorique, provient de l'union des deux substances en question.

Si au lieu d'oxigène on emploie de l'air atmosphérique, il n'y a qu'environ le cinquième du volume du gaz qui disparaisse, tandis qu'il se forme pareillement de l'acide phosphorique; les corps en combustion s'éteignant alors dans le gaz qui reste on en doit conclure que l'air atmosphérique contient de l'oxigène, cause des phénomènes ordinaires de combustion, et en outre encore un autre gaz. Cette conjecture sera démontrée lorsque nous traiterons de l'azote et de l'air atmosphérique.

L'oxigène est de tous les corps le plus intéressant pour nous; car il entre dans la composition de l'air atmosphérique, c'est la substance qui produit la combustion, c'est un des principes constituans de la majeure partie des combinaisons dont nous avons à nous occuper. Pour pouvoir étudier les propriétés de ce corps important, nous devons nous le procurer en quantité plus grande, et par conséquent à l'aide d'un procédé plus économique que celui qui consiste dans l'emploi d'une substance aussi chère que l'oxide de mercure. On se sert à cet effet d'un minéral, que l'on trouve dans la nature et que l'on appelle peroxide de manganèse; ce corps pris à l'état de pureté est formé de 100 parties de manganèse, métal se rapprochant du fer par ses propriétés, et de 56, 22 parties d'oxigène. La calcination ne lui enlève pas la totalité de son oxigène comme à l'oxide de mercure, et il reste toujours une combinaison de manganèse moins riche en oxigène, et dans laquelle 100 parties de métal sont unies à 37, 48 parties d'oxigène. Pour opérer

cette décomposition de la manière la plus avantageuse, on se sert d'une bouteille de fonte qui puisse contenir une livre de peroxide de manganèse. Au goulot de la bouteille *(fig. 4)* s'adapte un canon de fusil *b*, qui y entre avec frottement et qui la ferme hermétiquement à la faveur d'une couche de bouillie de plâtre (du gypse calciné et gâché avec de l'eau) dont on l'enduit; à l'autre ouverture du canon de fusil s'adapte un bouchon *c*, muni d'un tube de verre *d*, qui est réuni par un tube de caoutchouc *e* avec un autre tube de verre *f*. Celui-ci se rend dans un gazomètre.

Le gazomètre consiste en deux cylindres de cuivre fixés l'un sur l'autre avec cinq tiges du même métal. (*Fig.* 5.) Deux de ces tiges sont creuses et établissent la communication entre les deux vases cylindriques; le tube *m* descend presque jusqu'au fond, et le tube *n* s'arrête à la base supérieure du cylindre inférieur. Les robinets dont ces tubes sont armés permettent d'interrompre toute communication entre les deux cylindres. En *b* se trouve pareillement un petit tuyau pourvu d'un robinet, et vers le fond en *i* il y a une ouverture susceptible d'être fermée avec un bouchon à vis.

Pour remplir d'eau le grand cylindre, on ferme avec la vis la grande ouverture du fond, on ouvre les trois robinets et on verse de l'eau dans le cylindre supérieur. Cette eau passe par les tuyaux *m* et *n* dans le cylindre inférieur, et l'air, qui s'y trouve, s'échappe par le tuyau *l*; aussitôt que l'eau s'est élevée au point de sortir par cette ouverture, on ferme le tuyau en tournant le robinet, et le reste de l'air sort alors par le tuyau *n*. Tout le gazomètre étant plein d'eau, on ferme aussi les deux autres robinets.

Après avoir placé dans un fourneau quadrangulaire ou sur un foyer entre des pierres à four la bouteille remplie de peroxide de manganèse et fermée par le tuyau de fer *b*, on la couvre avec des charbons ardens.

Le peroxide de manganèse, tel qu'on le rencontre dans le commerce n'est pas pur : il contient de l'hydrate de manganèse (composé d'eau et d'une combinaison de manganèse avec l'oxigène) et en outre d'autres substances encore. Quand la cornue s'échauffe il s'échappe d'abord de l'eau provenant de la décomposition (*fig.* 6) de l'hydrate de manganèse. Aussitôt qu'une allumette allumée s'enflamme devant l'ouverture du tuyau de fer, on y adapte le tube de décharge *f* dont l'extrémité recourbée *t* entre jusqu'à une certaine profondeur dans le gazomètre par l'ouverture *i* débouchée préalablement. Le gaz développé du peroxide de manganèse sort par l'ouverture *t* du tube de verre, et monte en bulles à travers l'eau. Le tube de verre *g* qui communique par ses deux extrémités avec l'espace intérieur du gazomètre, montre la quantité du gaz contenu dans le gazomètre, le niveau de l'eau étant le même dans le tube et dans le gazomètre. Un canon de fusil dont on a cloué la lumière, et auquel on adapte des tubes de verre analogues après l'avoir rempli à moitié de peroxide de manganèse, peut pareillement servir pour développer de petites quantités d'oxigène. Des flacons ordinaires peuvent être substitués au gazomètre pour la récolte du gaz. Trois livres de peroxide de manganèse donnent par la calcination un pied cube d'oxigène.

Le gaz oxigène obtenu du peroxide de manganèse contient de l'acide carbonique si ce minéral renfermait des carbonates. L'oxide de mercure ne donne pas non

plus du gaz oxigène pur. Pour obtenir ce gaz à l'état de pureté parfaite, tel qu'on doit l'employer dans des essais chimiques rigoureux, on se sert du chlorate de potasse, combinaison d'acide chlorique et de potasse.

L'acide chlorique est une combinaison chimique de chlore, corps simple, et d'oxigène; la potasse résulte de l'union d'un métal (d'un corps simple par conséquent), savoir le potassium avec l'oxigène; la potasse et l'acide chlorique, en se combinant, donnent un sel cristallisé, qui fond à une température élevée, et qui, chauffé davantage se décompose de telle sorte, qu'il reste une combinaison de chlore et de potassium, et que l'oxigène se dégage de la combinaison avec le chlore et le potassium. 100 parties en poids de ce sel, donnent 39 parties d'oxigène. On remplit un petit tube de verre *a* (*fig.* 7) d'une quantité de chlorate de potasse suffisante pour que le sel fondu en occupe le tiers; on le ferme hermétiquement avec un bouchon traversé par le tube de décharge, et on chauffe le sel au-dessus d'une lampe à esprit de vin. L'eau emprisonnée mécaniquement s'échappe alors des cristaux, qui, chauffés plus fortement, se fondent d'abord et se décomposent ensuite. Il faut continuer la décomposition du chlorate de potasse assez long-temps pour expulser tout l'air atmosphérique contenu dans la cornue, ensuite on laisse refroidir l'appareil après avoir engagé la pointe *b* dans un bain de mercure. Le gaz dilaté par la chaleur se condense alors dans le tube *b*, et le mercure y monte jusqu'à une certaine hauteur. Enfin on retire la pointe *c* du mercure après l'avoir bouchée avec de la cire, et en conserve ainsi le tube en le suspendant quelque part. Veut-on employer du gaz oxigène pur, on retire la cire sous le mercure et on chauffe le tube; le

développement du gaz oxigène commence aussitôt que le mercure se trouve expulsé du tube. Dès qu'on a obtenu assez de gaz on traite de rechef l'appareil comme nous venons de le dire. Une petite quantité de gaz oxigène pur, suffisant pour chaque essai, un tel appareil peut servir pour beaucoup d'expériences.

La manière d'extraire le gaz oxigène d'autres oxides, suroxides et sels, sera exposée quand nous traiterons de ces substances mêmes. Tous les corps simples, à l'exception d'un seul peut-être, savoir le fluor, s'unissent avec l'oxigène, quelques-uns directement, d'autres par décomposition. Le camphre, le phosphore, le carbone, l'hydrogène et beaucoup de métaux se combinent directement avec l'oxigène. Pour qu'une telle combinaison puisse avoir lieu, ces substances doivent être élevées à une température déterminée, qui est le rouge pour le fer et le carbone, tandis que le phosphore se combine déjà à la température ordinaire avec le gaz oxigène de l'atmosphère. Ces phénomènes particuliers seront décrits ensemble dans le chapitre de la combustion des corps dans l'air atmosphérique. Le gaz oxigène n'entrant que pour le cinquième dans la composition de l'air atmosphérique, les phénomènes de la combustion ont lieu d'une manière bien plus belle dans le gaz oxigène pur.

Si l'on place un petit fragment de phosphore dans une cuillère suspendue au milieu d'une cloche pleine d'oxigène (*fig.* 8), et qu'on allume ce corps avec un fil de fer chaud, toute la cloche se remplit d'une lumière dont l'éclat ressemble à celui du soleil. Du soufre enflammé et introduit de la même manière, brûle avec une belle flamme bleue. Un charbon ardent brûle dans le gaz oxigène avec une lumière éclatante. Lorsqu'après avoir fixé

un petit morceau d'amadou à l'extrémité d'un ressort de montre tourné en spirale on y porte le feu, et qu'on introduit ce ressort d'une manière semblable dans la cloche, l'amadou brûle avec flamme et allume le ressort de montre qui sera consumé entièrement, si la quantité de gaz oxigène y suffit. On remplit cette cloche à l'aide du gazomètre, en la renversant pleine d'eau au-dessus du tuyau *n*, sur le cylindre supérieur de cet appareil. Si alors on ouvre le robinet *m* (*fig.* 9), l'eau descend, et comprime le gaz oxigène dans le cylindre inférieur; on n'a donc plus qu'à ouvrir le robinet du tuyau *n* pour que le gaz oxigène monte à travers ce tuyau et chasse l'eau contenue dans la cloche.

Le gazomètre lui-même est d'un emploi très commode dans les expériences sur la combustion. Si on ouvre le robinet *m* (*fig.* 10) l'eau descend et comprime le gaz oxigène dans le gazomètre; et si l'on ouvre alors également le robinet *l*, le gaz oxigène s'échappe par cette ouverture, et un ressort de montre ou un fil de fer, en brûlant dans ce courant, présente le phénomène le plus beau. On allume ce ressort de montre en dirigeant le courant de gaz oxigène à travers la flamme d'une lampe à esprit de vin que l'on retire ensuite. Le phosphore donne une flamme d'une lumière intense; le fer au contraire ne donne que des globules isolés, rouges blancs, en fusion, et ayant une température tellement élevée, que, si l'on brûle des ressorts de montre dans une éprouvette à fond mince remplie de gaz oxigène, les globules qui tombent percent le verre; on utilise la haute température produite par la combinaison du gaz oxigène avec d'autres corps, pour fondre des corps autrement infusibles. On visse alors en *l* encore une pointe de lai-

ton ou de platine à ouverture étroite, et on fait passer le courant de gaz oxigène à travers la flamme d'une lampe à esprit de vin. La combinaison du gaz oxigène avec les principes combustibles de l'esprit de vin donne une température si haute, qu'un fil de platine fond instantanément quand on le tient dans la flamme en *h*.

La combinaison de l'oxigène avec les corps simples fournit un grand nombre de substances composées : d'autant plus que, selon les diverses circonstances dans lesquelles il s'unit avec les corps simples l'oxigène s'y combine dans plusieurs proportions. Le phosphore, par exemple, se combine avec une plus grande quantité d'oxigène quand il brûle après avoir été enflammé, que quand il luit dans l'air atmosphérique à la température ordinaire. Le fer qui, sous l'influence de l'acide sulfurique, soustrait de l'oxigène à l'eau, se combine avec un tiers d'oxigène de moins que quand il s'oxide par la décomposition de l'acide nitrique. Le manganèse s'unit dans cinq proportions diverses avec l'oxigène, et surpasse sous ce rapport tous les autres corps.

La manière dont les combinaisons de l'oxigène se comportent les unes à l'égard des autres les a fait diviser en diverses classes; en effet quelques-unes de ces combinaisons s'unissent de nouveau entre elles; le sulfate d'oxide de cuivre, par exemple, est un corps composé de cette nature. L'acide sulfurique est formé d'oxigène et de soufre, l'oxide de cuivre de cuivre et d'oxigène; une telle combinaison de deux corps oxigénés se nomme sel. De même que l'acide sulfurique se combine avec l'oxide de cuivre, de même plusieurs autres composés oxigénés s'y combinent, par exemple, l'acide phosphorique, qui est formé de phosphore et d'oxigène, l'acide nitrique, com-

posé d'azote et d'oxigène, l'acide carbonique, qui résulte de l'union du carbone avec l'oxigène. Les composés qui, à l'instar de ceux-ci, se combinent avec l'oxide de cuivre, se nomment acides; on nomme au contraire bases les combinaisons telles qne l'oxide de cuivre, l'oxide de plomb et d'autres oxides métalliques qui s'unissent aux acides. Si un même corps forme deux degrés d'oxidation capables de donner des sels en s'unissant avec les acides, celle de ces combinaisons qui est la plus riche en oxigène se nomme oxide, tandis que l'autre porte le nom d'oxidule; ainsi le degré inférieur d'oxidation du fer, dans lequel 100 parties de fer sont unies à 29, 47 parties d'oxigène, se nomme oxidule de fer, et le degré supérieur résultant de 100 parties de fer et de 44,205 d'oxigène, porte le nom d'oxide.

On nomme sous-oxides les combinaisons oxigénées qui exigent une plus grande quantité d'oxigène pour pouvoir s'unir avec les acides. Ces combinaisons sont rares.

On nomme sur ou peroxides les combinaisons oxigénées qui doivent abandonner de l'oxigène pour pouvoir s'unir avec les acides; le peroxide de manganèse offre le meilleur exemple de cette classe de corps. Si l'on y verse de l'acide sulfurique, il n'y aura pas de combinaison, mais si on chauffe le mélange dans une cornue au-dessus d'une lampe à esprit de vin, il se développera un gaz, qu'on reconnaîtra facilement pour de l'oxigène (*fig.* 11), et, après avoir chauffé la masse aussi long-temps qu'il se dégage de l'oxigène, il restera dans la cornue une combinaison d'oxidule de manganèse et d'acide sulfurique; le peroxide ou suroxide de manganèse formé de 100 parties de métal et 56, 22 parties d'oxigène ayant dû céder la moitié de son oxigène, pour former une

base capable de se combiner avec l'acide sulfurique. Cet exemple fait voir qu'un même corps s'unit avec l'oxigène en diverses proportions et d'après une loi déterminée.

L'oxidule de manganèse est formé de	100 p. de métal	et de	28,	11	p. d'oxig.
L'oxide de manganèse	100	—	42,	165	—
Le suroxide de manganèse	100	—	56,	22	—
L'acide manganésique	100	—	84,	33	—
L'acide surmanganésique	100	—	98,	385	—

Il résulte de cet exemple que les quantités pondérales d'oxigène qui, dans ces cinq combinaisons, sont unies à un même poids de métal sont entre elles comme les nombres 2, 3, 4, 6, 7. Une semblable simplicité de rapports s'observe dans les combinaisons de l'oxigène avec les autres corps simples.

Le plomb comme corps connu peut nous fournir encore un bon exemple.

L'oxide de plomb consiste en		100 p. de métal	et en	7,	725	p. d'oxig.
Le suroxide rouge	—	100	—	11,	5875	—
Le suroxide brun	—	100	—	15,	45	—

HYDROGÈNE.

Une température élevée décompose l'oxide de mercure en mercure et en oxigène. Toutes les combinaisons des métaux nobles avec l'oxigène sont susceptibles d'une pareille décomposition ; l'oxide de plomb au contraire n'est pas décomposé par la simple calcination. Pour séparer le plomb de l'oxigène, on doit y ajouter un corps doué de plus d'affinité pour l'oxigène que le plomb, par exemple, du carbone; alors le carbone se combine

avec l'oxigène de l'oxide de plomb, et on obtient le plomb métallique. L'eau est dans le même cas. Une température élevée ne la décompose pas ; mais si l'on y ajoute du potassium ou du sodium, il se forme une combinaison de potassium ou de sodium et d'oxigène, à savoir, de la potasse ou de la soude, et il se développe un corps gazeux, dont la combinaison avec l'oxigène constituait l'eau. Ce corps simple s'appelle hydrogène. Pour l'obtenir en plus grande quantité et d'une manière commode, on se sert du zinc. Le zinc arrosé d'eau ne décompose pas ce liquide; mais si on y ajoute de l'acide sulfurique, des bulles de gaz se développent du petit morceau de zinc, et le métal se dissout. Si l'on chauffe cette dissolution pour évaporer l'eau, il reste un sel résultant d'une combinaison d'acide sulfurique et d'oxide de zinc; car l'oxide de zinc se comporte comme une base vis-à-vis de l'acide sulfurique. Ni le zinc, ni le fer n'ont pour l'oxigène une assez grande affinité, pour enlever ce corps à l'eau à la température ordinaire ; mais si on y ajoute de l'acide sulfurique, l'affinité de cet acide pour l'oxide de zinc concourt à l'action, et l'eau se décompose. Pour préparer ainsi le gaz hydrogène on emploie un flacon avec un bouchon percé de deux trous; par l'un des trous passe un long tube de verre muni à sa partie supérieure d'un entonnoir *b* et descendant par son extrémité inférieure jusqu'en *a* dans le flacon (*fig.* 12); par l'autre trou passe un second tube *f*, qui n'entre qu'un peu jusqu'en *e* dans le flacon, et qu'un tube de caoutchouc réunit avec un troisième tube. L'autre extrémité de celui-ci s'engage sous un cylindre renversé sur la cuve pneumatique. Après avoir jeté dans le flacon de petits morceaux de zinc (des plaques de

zinc réduites en morceaux ou bien du zinc fondu et versé dans l'eau), on ferme l'appareil avec le bouchon; on verse d'abord de l'eau par l'entonnoir, ensuite peu à peu de l'acide sulfurique. Le tube de verre *ba* descendant jusqu'au dessous du niveau du liquide, le gaz qui se développe ne peut s'échapper que par le tube *f*, il monte en bulles dans le cylindre et en expulse l'eau. Après avoir obtenu de cette manière 3 à 4 cylindres pleins de gaz, si on examine les suivans, on trouve que le gaz qui se développe est incolore comme l'air atmosphérique, mais qu'il est susceptible de s'enflammer et de brûler. Si on retire de la cuve le tube de verre, et qu'on allume à l'ouverture de ce tube le gaz qui se dégage, celui-ci brûle avec une flamme peu intense, et un cylindre sec se ternit aussitôt qu'on le tient au-dessus de la flamme : c'est que le gaz, qui se forme, se combine de nouveau en brûlant avec l'oxigène de l'air et produit de l'eau.

Quelque peu lumineuse que soit la flamme du gaz hydrogène, elle est cependant très chaude, car aucune combinaison chimique n'est capable de produire une température aussi élevée que la combustion de l'hydrogène. Si l'on fait passer un courant de gaz oxigène à travers la flamme de l'hydrogène, les substances les plus réfractaires, l'argile, la silice et le platine se fondent avec facilité à la pointe de la flamme. On peut faire cette expérience absolument comme celle de la lampe à esprit de vin placée devant le gazomètre, en donnant encore une courbure vers le haut au tube dont on se sert pour le développement de l'hydrogène (*fig.* 13).

Si après avoir mêlé 2 mesures de gaz hydrogène avec 5 mesures d'air atmosphérique, on allume le mélange,

il se produit un bruit violent, une détonation, provenant de la combustion de l'hydrogène. Le gaz azote de l'air atmosphérique ne contribue pas à la combustion ; si donc on emploie une mesure d'oxigène au lieu de 5 mesures d'air atmosphérique, la détonation sera beaucoup plus forte. Une foule de combinaisons et de décompositions chimiques donnent lieu à des détonations pareilles; il est donc intéressant d'en connaître l'explication. Si l'on prend un calmar ou une boîte dont le couvercle ferme bien, et qu'on retire le couvercle très rapidement, on remarque une détonation faible analogue; si on l'en retire lentement, on n'entend plus rien. Lorsqu'on retire promptement le couvercle, l'air atmosphérique contenu dans la boîte, se dilate, et l'air extérieur ne peut pénétrer dans l'espace compris entre la boîte et son couvercle et dans lequel l'air est raréfié, qu'au moment où le couvercle est complétement enlevé; alors il s'y précipite, et c'est ce conflit brusque de l'air qui produit le son. Les deux corps oxigène et hydrogène, qui sont l'un et l'autre gazeux, donnent de l'eau en se combinant. Cette eau, dont la température est d'abord très élevée, ne tarde pas à se refroidir et à prendre l'état liquide au milieu de l'air atmosphérique froid qui l'environne. L'eau liquide occupe un volume plus de mille fois moindre que sa vapeur chaude, et l'air atmosphérique, en s'engouffrant subitement dans le vide produit par cette condensation, fait naître la détonation tout comme dans l'expérience avec la boîte sauf le degré d'intensité. Le tonnerre lui-même n'est qu'en grand un phénomène tout-à-fait semblable; l'étincelle électrique (l'éclair) comprime brusquement l'air atmosphérique qu'elle traverse, celui-ci s'étend de nouveau immédia-

tement après. Cette compression, suivie immédiatement d'une dilatation, engendre le tonnerre.

On peut produire un son musical à l'aide de détonations qui se succèdent rapidement. Dans un tube, par exemple, un tube de verre de deux pieds de long, l'air se met en vibration si à l'une des extrémités quelque corps lui imprime un mouvement rapide; c'est ainsi, par exemple, qu'on produit le son fondamental dans le tube à l'aide de la branche d'une fourchette ordinaire ou d'un diapason faisant à peu près 500 vibrations par seconde. Avec la flamme du gaz hydrogène on peut faire également résonner l'air comme avec le diapason. A cet effet on laisse échapper par un tube à ouverture étroite du gaz hydrogène préparé de la manière ordinaire dans un flacon *a*, et on l'enflamme, après l'avoir laissé se dégager pendant un temps suffisant pour que tout l'air atmosphérique soit chassé de l'appareil. Si alors on tient à plusieurs reprises un tube de verre ouvert *b* (*fig.* 14) au-dessus de la flamme, jusqu'à ce que celle-ci soit diminuée à un certain point, on entend un son et on remarque en même temps que la flamme s'allonge et devient tremblante. Dans ce cas la combustion a lieu de la manière suivante. De petites quantités de gaz hydrogène se mêlent, à la faveur du courant d'air réglé, avec l'air atmosphérique et détonnent; ces phénomènes se reproduisent d'une manière continue, de telle sorte que l'air se dilate et se contracte subitement. Si le nombre des petites détonations qui ont lieu dans une seconde se rapproche de celui des vibrations que la colonne d'air dans le tube de verre exécute en une seconde, on obtient le son fondamental de la colonne d'air; si ce nombre est à peu près deux fois plus grand, on obtient l'octave immédiatement supérieure.

L'étincelle électrique peut aussi bien qu'une allumette allumée enflammer un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène : cette circonstance permettant d'opérer en vase clos, donne lieu à diverses expériences.

On peut donner au tube dans lequel on fait le mélange la forme d'un pistolet ou d'un canon; deux tiges métalliques (*fig.* 15) traversent les parois opposées du tube et se terminent intérieurement en pointes placées vis-à-vis et à une petite distance l'une de l'autre, et extérieurement en boule *b*. Après avoir laissé entrer du gaz hydrogène dans le tube en le tenant au-dessus du tube de décharge de l'appareil au gaz hydrogène, on le ferme avec un bouchon *c*. En touchant du doigt l'un des boutons et en approchant l'autre du couvercle d'un électrophore ou du conducteur d'une machine électrique, on fait jaillir une étincelle électrique entre les deux pointes, et le gaz s'enflamme. La combinaison est accompagnée d'une forte explosion, et le bouchon est projeté au loin. L'expérience suivante est plus instructive : On remplit une très grande vessie (*fig.* 16) de 2 mesures de gaz hydrogène et d'une mesure de gaz oxigène, en faisant communiquer le tube de verre *e* à l'aide d'un tube de caoutchouc avec le robinet *l* des gazomètres (*fig.* 5) après avoir expulsé tout l'air atmosphérique contenu dans la vessie; le tube de verre *g* des gazomètres sert à déterminer la juste proportion des gaz qu'on laisse entrer dans la vessie. Outre le tube de verre qu'on lute avec de la cire après avoir rempli la vessie, deux fils d'archal, dont les pointes recourbées se trouvent placées très près et en regard l'une de l'autre, traversent le bouchon; à l'extérieur ces tiges communiquent avec deux autres fils métalliques *c* et *b* auxquels on donne une

longueur considérable de 20 à 30 pieds, par exemple. Si maintenant on met les fils *b* et *c* en communication avec les deux armatures respectives d'une bouteille de Leyde chargée, l'étincelle électrique éclate en *i* et enflamme le mélange, la vessie se rompt et l'on voit une grande masse de feu.

Une allumette flambante ou une étincelle électrique ne sont pas les seuls moyens pour enflammer un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène; un charbon ardent, un fil de platine chauffé jusqu'à 50°, de l'éponge de platine froide (du platine métallique à un état de très grande division) remplissent le même but. Si on met de l'éponge de platine sur un cuovercle de platine ou de porcelaine ou sur une plaque quelconque *b* (*fig.* 17), que l'on puisse mouvoir commodément sur un creuset *a*, et qu'on y fasse arriver du gaz hydrogène à travers un tube de verre *d*, la chaleur développée par la combinaison du gaz hydrogène avec le gaz oxigène de l'air atmosphérique, fait d'abord rougir le platine et finit par enflammer le gaz hydrogène. Cette propriété de se combiner facilement avec l'oxigène par le contact avec d'autres corps, caractérise surtout le gaz hydrogène, quoique d'autres gaz inflammables la possèdent également. En général tout corps métallique dans un état de très grande division s'unit très facilement avec l'oxigène, ou bien, si c'est un métal noble, favorise la combinaison de l'oxigène avec les gaz inflammables. Je reviendrai encore une fois sur ces phénomèmes à l'occasion de la combustion des corps dans l'air.

Si l'on met un instant seulement à découvert une éprouvette pleine d'hydrogène, ce corps s'échappe aussitôt et le gaz qu'elle contient n'est plus inflammable; si au contraire on tient l'ouverture de l'éprouvette tour-

née vers le bas, le gaz y reste beaucoup plus long-temps. Lorsqu'après avoir retiré de la cuve pneumatique sur un obturateur de verre une cloche tubulée remplie de gaz hydrogène, on enlève en même temps le bouchon et l'obturateur, et qu'on allume aussitôt le gaz à la tubulure, il se produit une flamme très longue. Si l'on renverse une éprouvette *b* pleine de gaz hydrogène de telle sorte qu'au-dessus de son orifice se trouve une autre éprouvette (*fig* 18), et qu'on retire l'obturateur qui fermait l'éprouvette *b*, le gaz que contient l'éprouvette *a* sera inflammable immédiatement après; ce qui prouve que le gaz hydrogène s'est élevé.

Toutes ces expériences montrent que le gaz hydrogène est beaucoup plus léger que l'air atmosphérique. Cela se voit mieux encore à l'aide d'une vessie pleine de gaz hydrogène. On adapte et on ficelle solidement un robinet à une vessie bien desséchée, et après avoir exprimé l'air atmosphérique de la vessie, on met le robinet en communication, à l'aide d'un tube de caoutchouc, avec le robinet *l* du gazomètre (*fig*. 19). Si on ouvre ces deux robinets et le robinet *m*, l'eau s'écoule à travers celui-ci du cylindre de cuivre supérieur dans l'inférieur, et le gaz comprimé dans le gazomètre entre par le robinet *l* dans la vessie; la vessie pleine, on ferme les robinets et on défait le tube de caoutchouc du robinet *l*. On peut fixer un tube de verre au tube de caoutchouc. Si on plonge la pointe de ce tube de verre dans de l'écume de savon, il en reste un peu dans le tube de verre; en comprimant la vessie, on obtient des bulles de savon qui sont remplies de gaz hydrogène et qui s'élèvent promptement. Si l'on remplit de la même manière une vessie avec un mélange de gaz oxigène et de gaz

hydrogène dans les proportions convenables pour former de l'eau, les bulles de savon qu'on en obtient montent également dans l'air, s'enflamment à l'approche d'une bougie, et détonnent fortement.

Je rapporterai dans l'histoire de l'air atmosphérique la manière dont on a déterminé exactement le poids du gaz hydrogène, et comment on a trouvé qu'il est environ 14 1/2 fois plus léger que l'air atmosphérique. Un ballon de baudruche rempli de gaz hydrogène s'élève déjà dans l'air, s'il n'a qu'un diamètre de 6 pouces; il pèse alors environ 35 à 36 grains, et le gaz hydrogène qui y entre, environ 5 grains, soit ballon et gaz hydrogène ensemble 40 à 41 grains. Le ballon se remplit à peu près de la même manière que la vessie, avec cette seule différence qu'on fait d'abord passer le gaz à travers une couche de chlorure de calcium; cette substance a une grande affinité pour l'eau, de sorte que son contact dessèche promptement les gaz humides. On fait communiquer le robinet *l* avec un tube plein de chlorure de calcium *i* (*fig.* 20) et l'on fixe à celui-ci le ballon à l'aide d'un fil de soie très mince; dès que le ballon est plein on le lie avec ce fil et on le laisse monter.

Le gaz hydrogène qu'on emploie pour ces sortes d'expériences, est ordinairement impur. Sa densité n'est pas plus de 10 fois moindre que celle de l'air atmosphérique; ainsi une quantité d'air atmosphérique occupant le même volume que le ballon, peserait 50 grains, et par conséquent 9 à 10 grains de plus que le gaz hydrogène et le ballon ensemble. Si on confectionnait le ballon avec du papier de poste il devrait être un tant soit peu plus grand. Dans les aérostats on se sert d'un ballon de taffetas verni. Un ballon de 20 pieds de diamètre peut

contenir environ 4000 pieds cubes de gaz hydrogène et porte outre le taffetas 255 livres. Un ballon de 30 pieds de diamètre est susceptible de contenir 14000 pieds cubes de gaz et porte 928 livres.

L'hydrogène ne se combine qu'avec peu de corps simples, avec les uns directement, par exemple avec l'oxigène et le chlore, si on enflamme un mélange de ces corps avec le gaz hydrogène; avec d'autres par la décomposition de combinaisons déjà formées, par exemple, avec le soufre, si l'on verse sur du sulfure de fer de l'eau et de l'acide sulfurique. L'eau est décomposée comme si l'on avait employé du fer métallique et il se forme du sulfate d'oxidule de fer; quant à l'hydrogène de l'eau, il s'unit avec le soufre et forme du gaz hydrogène sulfuré. Il n'y a que trois métaux, savoir : le sélénium, le tellure et l'arsenic qui puissent se combiner avec l'hydrogène; les autres ne montrent pour lui aucune affinité. L'hydrogène se trouve en outre dans toutes les substances animales et végétales.

Une partie des combinaisons de l'hydrogène sont des acides, et se combinent avec plusieurs bases pour former des sels, tel est par exemple l'acide hydrochlorique. La combinaison de l'hydrogène avec l'azote, l'ammoniaque, est une base très puissante; d'autres combinaisons sont indifférentes, c'est-à-dire ni acides ni basiques, tel est par exemple l'hydrogène arseniqué.

OXIGÈNE ET HYDROGÈNE. — I. EAU.

L'hydrogène et l'oxigène sont gazeux; le corps résultant de leur combinaison est au contraire de l'eau liquide, dont le volume est moindre que le 1/2000 de celui qu'oc-

cupaient les deux gaz avant leur combinaison. Si donc, dans un vase renversé sur le mercure, on mêle les deux gaz dans les proportions nécessaires pour former de l'eau, et qu'on enflamme le mélange, les gaz disparaîtront, et le mercure remplira toute la capacité du tube, sauf le petit espace qu'occupe l'eau formée.

Pour déterminer ces proportions, on se sert d'un tube de verre épais *a* (*fig.* 22) dont on divise la capacité en parties égales. Cette division se fait à l'aide d'une mesure (*fig.* 21.), pour laquelle on peut prendre un petit tube de verre scellé à l'une de ses extrémités, et usé à l'autre. On remplit cette mesure de mercure et l'on emporte ce que l'on en a ajouté de trop avec un obturateur usé de même ; cette mesure sert d'unité. Si cette unité doit être un pouce cube ou un centimètre cube on taille le tube de verre de manière qu'il soit rempli par une quantité de mercure correspondant au poids d'un pouce cube ou d'un centimètre cube de ce métal. A l'aide de cette mesure on remplit alors le tube de verre épais de mercure, et chaque fois qu'on a versé une mesure on marque à l'aide d'une lime ou d'un diamant l'endroit où s'élève le mercure.

Il faut alors introduire le mélange gazeux dans le tube de verre *a* renversé sur le mercure ; pour l'inflammation on peut employer ou bien l'éponge de platine, ou bien, et c'est là la meilleure méthode, l'étincelle électrique. Veut-on se servir de l'étincelle électrique, on perce au sommet du tube de verre et vis-à-vis l'un de l'autre deux trous, dans lesquels on lute solidement deux fils de platine ou de fer *b*, *c* (*fig.* 22); les pointes de ces fils doivent s'arrêter à une petite distance l'une de l'autre dans l'intérieur du tube de verre. Si l'on fixe

à l'un des fils *b* une chaîne ou tout autre conducteur métallique pour le mettre en communication avec le sol, et qu'on touche l'extrémité extérieure de l'autre fil avec le couvercle d'un électrophore chargé, l'étincelle électrique jaillit de la pointe de l'un des fils sur celle de l'autre.

Une bouteille de Leyde chargée remplit tout aussi bien le même but; si on fait communiquer l'armature extérieure de la bouteille avec l'un des fils et qu'on touche l'autre fil avec le bouton de la bouteille, l'étincelle éclate de même entre les pointes dans l'intérieur du tube de verre.

Pour faire cette expérience avec exactitude, on remplit d'abord de mercure le tube de verre gradué, et on le renverse sur un bain de même métal, puis on y laisse arriver du gaz oxigène extrait du chlorate de potasse, et l'on en détermine exactement le volume, en enfonçant le tube assez profondément dans le mercure pour que ce métal soit au même niveau dans le bain et dans le tube de verre; ensuite on le relève, et on y laisse arriver du gaz hydrogène pur dont on détermine la quantité comme on a évalué celle du gaz oxigène. Si dans une expérience on prend un peu plus d'une mesure de gaz oxigène contre deux mesures de gaz hydrogène, on trouvera qu'il reste un peu de ce gaz après la détonation par la bluette électrique, et qu'il en reste tout juste autant qu'on en avait employé de trop; si l'on prend un peu plus de gaz hydrogène, l'excès qu'on en avait employé sur deux mesures, se retrouve après la combustion.

Cette expérience qu'il est possible de faire avec la plus grande exactitude, fait voir que le gaz hydrogène et le

gaz oxigène s'unissent rigoureusement dans les proportions de deux volumes du premier contre un volume du second pour former de l'eau. Tous les corps gazeux s'unissent les uns aux autres sous des volumes qui sont entre eux dans des rapports simples pareils. On se procure du gaz hydrogène parfaitement pur pour cette expérience ainsi que pour d'autres essais semblables, en le faisant passer à travers une dissolution de potasse dans l'eau à l'aide du flacon ordinaire. Le tube de verre (*fig.* 23), par lequel le gaz hydrogène s'échappe, communique avec un second tube qui descend à travers un bouchon jusqu'au fond d'un second flacon contenant la dissolution de potasse. Le gaz qui se développe doit traverser lentement la dissolution, il s'échappe alors à travers un tube de décharge ordinaire passant pareillement par le bouchon. Ce bouchon doit fermer hermétiquement. La dissolution de potasse s'empare des corps étrangers que contient le gaz hydrogène. Le zinc dont on se sert pour cette expérience doit avoir été purifié par la distillation. Le gaz hydrogène obtenu de cette manière est presque entièrement inodore et brûle avec une flamme sans couleur.

Au lieu de l'étincelle électrique on peut se servir aussi de l'éponge de platine pour opérer la combinaison d'un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène dans un tube de verre renversé sur le mercure. On prend une partie d'éponge de platine et quatre parties d'argile, et l'on en forme un globule que l'on fait rougir au feu avant de s'en servir. Ce globule introduit dans le mélange détermine peu à peu la combinaison des gaz oxigène et hydrogène. Si l'on a pétri un fil de platine dans la boule, on peut y fixer un fil de fer fin et recuit

(*fig.* 24), et retirer la boule du tube de verre après la combinaison.

On a déterminé avec la plus grande exactitude la pesanteur spécifique du gaz hydrogène, comme nous le verrons à propos de l'air atmosphérique. On entend par pesanteur spécifique d'un gaz le poids de ce gaz comparé avec celui de l'air atmosphérique, le gaz et l'air atmosphérique étant pris sous le même volume et le poids de l'air atmosphérique servant d'unité. On détermine la pesanteur spécifique d'un gaz, ainsi que nous le verrons plus amplement par la suite, en pesant successivement le même ballon de verre d'abord plein d'air sec, puis vide et enfin rempli du gaz dont il s'agit.

Celle du gaz hydrogène est 0,0688, celle du gaz oxigène 1,1026. Or, deux volumes de gaz hydrogène s'unissent à un volume de gaz oxigène pour former de l'eau. Ainsi en poids $2 \times 0{,}0688 = 0{,}1376$ d'hydrogène se combinent avec 1,1026 d'oxigène et forment 1,2402 d'eau; 100 parties d'eau contiennent donc :

88,91 d'oxigène,
11,09 d'hydrogène;

Car 1,2402 : 1,1026 : : 100 : 88,91.

On a trouvé que la pesanteur spécifique de la vapeur d'eau s'élève à 0,6201. Il suit de cette détermination qu'une mesure de gaz aqueux résulte d'une mesure (= 0,0688) de gaz hydrogène et de 1/2 mesure (= 0,5513) de gaz oxigène. On obtient de la manière suivante la pesanteur spécifique des vapeurs, c'est-à-dire des substances gazeuses, qui sont solides ou liquides à la température ordinaire, et gazeuses à une température élevée.

On introduit dans un tube de verre une assez grande quantité du corps solide ou liquide pour qu'étant réduit

en gaz ce corps en occupe environ 30 fois la capacité. On chauffe alors uniformément le tube soit dans l'eau soit dans tout autre liquide pour en chasser tout l'air et l'excès de la substance ajoutée, et on le scelle à la lampe dès qu'il ne renferme plus que la vapeur. Je montrerai plus tard amplement comment on trouve la pesanteur spécifique de la vapeur après qu'on a déterminé la température à laquelle on scelle le tube, le poids du tube scellé contenant la substance, la capacité du tube, et le poids du tube rempli d'air sec.

Une méthode tout-à-fait différente donne exactement le même rapport. En effet plusieurs oxides métalliques, tels que les oxides de fer, de cobalt, de cuivre, etc., sont décomposés par l'hydrogène, quand on les chauffe un peu; et la perte de poids qu'éprouve l'oxide et le poids de l'eau formée suffisent pour déterminer la composition de l'eau. On développe lentement du gaz hydrogène dans un flacon *a* d'après la méthode connue (*fig.* 25). Deux boules *cc* soufflées au second tube servent à recueillir l'eau que le gaz entraîne ordinairement à l'état de vapeur. Celle qui ne se condense pas dans cet endroit se dépose complétement dans le tube *d* contenant du chlorure de calcium qui a une grande affinité pour l'eau, de sorte que le gaz hydrogène est tout-à-fait sec quand il arrive dans la boule *e*. Cette boule contient un oxide métallique, par exemple, de l'oxide de cuivre; pour peu que l'on chauffe cet oxide avec une lampe à esprit de vin, l'appareil étant plein de gaz hydrogène, il devient incandescent par suite de la combinaison de son oxigène avec de l'hydrogène et de la haute température qui en résulte. L'eau formée entre dans la boule *g* à travers le tube étiré en pointe. Et pour que le gaz hydrogène qui

ne cesse pas de se développer n'entraîne pas avec lui des vapeurs d'eau, on a adapté à cette boule un tube contenant du chlorure de calcium destiné à retenir l'eau qui pourrait être mêlée avec le gaz hydrogène. Le surplus du gaz hydrogène s'échappe par le tube de verre *i*. Avant l'opération on a pesé la boule *e*, d'abord vide et ensuite avec l'oxide de cuivre, pour avoir ainsi le poids de l'oxide de cuivre; on a de même pesé la boule *g* et le tube *h* contenant le chlorure de calcium. Après l'opération on pèse de nouveau la boule *e*, la perte donne le poids de l'oxigène cédé par l'oxide de cuivre. Ce que la boule *g* et le tube *h* ont gagné en poids représente la quantité d'eau formée. L'excès du poids de l'eau formée sur celui de l'oxigène cédé par l'oxide de cuivre, est la quantité d'hydrogène dont la combinaison avec cet oxigène a donné l'eau.

Cette expérience ne sert pas seulement à déterminer rigoureusement la composition de l'eau, mais elle offre encore la meilleure méthode pour trouver la composition des oxides métalliques susceptibles d'être désoxidés par l'hydrogène.

Une autre méthode pour trouver la composition de l'eau qui ne donne aucun résultat exact, mais qui fournit un exemple intéressant d'une décomposition, est la décomposition de l'eau par le fer. On introduit de la tournure de fer dans un canon de fusil *c* (*fig.* 26), particulièrement dans la partie qu'on peut chauffer au rouge. A l'une des extrémités s'adapte exactement à l'aide d'un bouchon une cornue *a* contenant de l'eau qu'on peut faire bouillir au moyen d'une lampe à esprit de vin. A l'autre extrémité s'adapte de même à l'aide d'un bouchon un tube de verre, qu'un tube de caoutchouc réunit avec

un second tube de verre *f* communiquant avec le gazomètre. La vapeur d'eau en contact avec la tournure de fer rouge se décompose en oxigène, qui se porte sur le fer et donne de l'oxide de fer, et en hydrogène, qui se dégage et qu'on recueille dans le gazomètre. Le poids dont s'est accru le fer donne à peu près la quantité d'oxigène qui était unie avec l'hydrogène recueilli. On peut calculer le poids du gaz hydrogène en déterminant le poids de l'eau déplacée qu'on recueillie à mesure qu'elle s'écoule du gazomètre par suite du développement de ce gaz. On a en effet déterminé exactement, ainsi que nous le rapporterons quand nous nous occuperons de l'air atmosphérique, le rapport du poids d'un volume donné d'eau et de celui d'un égal volume d'hydrogène. Le fer, qu'on emploie, n'étant jamais pur, cette expérience ne donne pas de résultat exact, et il ne vaut pas la peine de la faire avec plus de soin que nous n'y en avons mis.

Il est facile de préparer assez d'eau avec les gaz hydrogène et oxigène pour pouvoir examiner les propriétés de ce produit artificiel. On se sert à cet effet d'un vase en verre *a* (*fig.* 27), dont l'ouverture supérieure peut être fermée avec un bouchon et dans le fond duquel se trouve pratiqué un trou assez grand pour livrer passage au bouchon *c*. Le bouchon est traversé par deux tubes de verre *c* et *b* qui se terminent en pointes, et se recourbent à angle droit au-dessous du bouchon. L'autre extrémité de ces tubes est munie d'un tube de caoutchouc à l'aide duquel ils communiquent avec le robinet *l* de deux gazomètres, dont l'un contient du gaz oxigène et l'autre du gaz hydrogène. La bouteille repose sur un disque en bois muni de trois pieds et percé à son centre

d'un trou assez grand pour livrer un passage commode au bouchon avec les tubes. Après avoir laissé entrer du gaz oxigène dans la bouteille par le tube *c*, on la retire, on porte le feu au gaz hydrogène qu'on fait arriver par le tube *b*, on remet le flacon en place et on le ferme avec le bouchon *c*. Le gaz hydrogène ne doit donner qu'une petite flamme, et le gaz oxigène doit seulement arriver en quantité telle, que sur deux mesures de gaz hydrogène il y en ait une mesure, ce que peut faire voir le tube de verre du gazomètre. Les parois de la bouteille commencent bientôt à se ternir, et après quelque temps des gouttelettes ruissellent au fond et se rassemblent en *h*. L'eau obtenue de cette manière se comporte absolument comme de l'eau distillée.

C'est avec l'histoire de l'air atmosphérique qu'il convient d'étudier les propriétés générales des corps gazeux, et avec celle de l'eau les phénomènes généraux que présentent les corps susceptibles d'affecter les trois états solide, liquide et gazeux. Comme il est impossible, en commençant l'étude de la chimie, d'attacher à ces phénomènes généraux tout l'intérêt qu'ils méritent, attendu qu'on n'en apprécie pas encore l'importance, ce n'est qu'un peu plus tard, que je pourrai traiter de l'eau et de l'air atmosphérique.

II. SUROXIDE D'HYDROGÈNE.

Cette combinaison résulte d'un volume de gaz hydrogène et d'un volume de gaz oxigène. C'est un liquide incolore, sirupeux, d'une densité de 1,453 et par conséquent à peu près deux fois aussi pesant que l'eau. Soluble en toute proportion dans l'eau, elle est douée d'une

saveur et d'une odeur particulières et dégoûtantes. Mais ce qui distingue particulièrement cette combinaison, c'est, qu'elle cède facilement à d'autres substances la moitié de son oxigène en les oxidant et qu'elle développe déjà du gaz oxigène par le simple contact avec quelques corps. Ces phénomènes sont d'un intérêt particulier pour la théorie de l'affinité chimique à propos de laquelle j'y insisterai particulièrement. Je parlerai de la préparation du suroxide d'hydrogène en traitant du suroxide de barium.

AZOTE.

Il résulte déjà des expériences que nous avons faites à l'occasion de l'histoire du gaz oxigène, que l'air atmosphérique contient de l'oxigène et en outre encore un autre gaz incapable d'entretenir la combustion et de se combiner directement avec les corps combustibles. Il est donc facile de se procurer ce gaz en permettant à quelque corps combustible de se combiner avec le gaz oxigène d'une certaine quantité d'air renfermée en vase clos. A cet effet on place une petite capsule de porcelaine (*fig.* 28) sur un bouchon *c* nageant sur l'eau de la cuve pneumatique. On verse dans cette capsule un peu d'alcohol, qu'on enflamme, ou bien l'on y met un petit fragment de phosphore, qu'on enflamme de même, et on la recouvre de la cloche *a* de manière que celle-ci descende un peu dans l'eau; le corps combustible s'éteint alors très promptement et l'eau s'élève dans la cloche. Le phosphore donne de l'azote plus pur que l'alcohol;

les vapeurs blanches que produit le phosphore brûlant et qui sont de l'acide phosphorique, se dissolvent promptement dans l'eau. Le gaz préparé par la combustion de l'alcohol contient encore un peu de gaz oxigène, parce que ce corps s'éteint avant d'avoir absorbé la totalité du gaz oxigène, et de l'acide carbonique, qui se forme pendant la combustion de l'alcohol. On se sert d'une dissolution d'ammoniaque dans l'eau pour obtenir de l'azote parfaitement pur. L'ammoniaque est formée d'azote et d'hydrogène. Si l'on met cette combinaison en contact avec du chlore, corps simple gazeux, celui-ci s'unit avec l'hydrogène de l'ammoniaque et forme de l'acide hydrochlorique, qui se porte sur une autre portion d'ammoniaque pour donner un sel, l'hydrochlorate d'ammoniaque, ou, d'après le langage vulgaire, le sel ammoniac. L'azote de l'ammoniaque prend au contraire l'état gazeux, et se dégage avec effervescence. Versez de l'acide hydrochlorique sur du peroxide de manganèse contenu dans la cornue *a* (*fig.* 29); en traitant du chlore je montrerai de quelle manière on met ainsi ce corps à nu. Le chlore gazeux qui se développe passe à travers un tube de verre dans la dissolution d'ammoniaque contenue dans le flacon *b* et la décompose; le gaz azote s'échappe alors à travers un tube de décharge, le bouchon du 2e flacon qu'il ferme hermétiquement se trouvant percé de deux trous. Si le liquide est concentré, c'est-à-dire, s'il contient beaucoup d'ammoniaque, le chlore agit violemment, et la décomposition est accompagnée de petites explosions et de phénomènes d'ignition; un peu d'eau ajoutée au liquide empêche cet effet d'avoir lieu. Ces explosions sont néanmoins sans danger, mais il faut toujours employer un excès d'ammoniaque, parce que si le

liquide ne contenait plus que du sel ammoniac, il se formerait une des combinaisons chimiques les plus dangereuses et dont il sera question quand nous traiterons du chlore.

Le gaz azote ne jouit pas de propriétés bien distinguées ; il est un peu plus léger que l'air atmosphérique, incolore, inodore et insipide comme on peut déjà en conclure des propriétés de l'air atmosphérique. Les corps en combustion s'y éteignent subitement, parce qu'il ne peut pas s'y combiner directement. Les animaux y expirent comme dans le gaz hydrogène, non pas que ces gaz soient nuisibles, mais parce que de l'air renfermant de l'oxigène est indispensable pour la vie des animaux.

Un mélange de gaz azote et de gaz oxigène ne se combine pas par simple inflammation ou par des moyens semblables à ceux dont on se sert pour un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène, quoique l'azote et l'oxigène aient sans doute de l'affinité l'un pour l'autre, car il existe même quatre combinaisons différentes de ces deux substances. On peut obtenir en petite quantité l'une de ces combinaisons, l'acide nitrique, qui contient la plus grande quantité d'oxigène, en faisant passer quelques centaines de fois l'étincelle électrique à travers un mélange de 4 parties de gaz azote humide et d'une partie de gaz oxigène. Au point de décharge il se forme chaque fois un peu d'acide nitrique. Par la même raison on peut former de l'acide nitrique en faisant brûler dans du gaz oxigène un mélange d'une mesure de gaz azote et de 13 à 14 mesures de gaz hydrogène, dans un appareil semblable à celui qu'on emploie pour la fabrication artificielle de l'eau. C'est encore par la même raison qu'on obtient de l'eau acidulée en préparant l'eau factice, si

on n'a pas fait entrer préalablement de l'oxigène dans le flacon. En parlant de l'oxigène nous avons vu que le fer, par exemple, exige une haute température pour se combiner avec ce gaz ; le fer étant une fois allumé en un point, la combustion elle-même transmet peu à peu, à mesure qu'elle avance, aux autres parties de ce métal la température nécessaire pour qu'elles puissent brûler à leur tour. L'azote exige également une haute température pour pouvoir s'unir avec l'oxigène, mais la combinaison elle-même ne développe que peu de chaleur, de sorte que les parties de l'azote qui se trouvent très près du point en combustion ne sont pas assez chaudes, pour que la combinaison avec l'oxigène puisse se propager plus loin. Lorsqu'il est mêlé avec de l'hydrogène la combustion de ce gaz produit la température requise pour la combinaison de l'azote avec l'oxigène; en outre l'eau, avec laquelle l'acide nitrique peut se combiner, concourt à l'action.

L'azote se combine en quatre proportions différentes avec l'oxigène et donne l'oxidule d'azote, l'oxide d'azote, l'acide nitreux et l'acide nitrique. Nous étudierons ces combinaisons avec les acides.

En se combinant avec l'hydrogène, l'azote forme l'ammoniaque, base puissante, et en outre une substance métallique problématique que l'on ne peut pas obtenir isolée. Je ferai mention de ces substances en parlant des alcalis.

Uni avec le carbone, l'azote forme un corps très important, le cyanogène; nous connaissons encore une combinaison d'azote avec le chlore, une avec l'iode et une avec un métal, le potassium. L'azote se trouve en

outre dans la plupart des substances animales et dans quelques substances végétales.

SOUFRE.

Nous ne connaissons l'oxigène, l'hydrogène et l'azote qu'à l'état gazeux, et tels que les expériences nous les ont fournis; d'autres corps, le carbone, par exemple, ne sont connus qu'à l'état solide; d'autres, comme le fer, sont solides et liquides; d'autres enfin prennent les trois états, tels sont le soufre et le phosphore. Or, à la température la plus basse ces corps sont solides, à une température plus élevée, liquides, et à une température plus élevée encore, gazeux. Le soufre est solide et cassant à la température ordinaire, il se fond au-dessus de 111°. Le soufre fondu est par rapport au soufre solide ce que l'eau est par rapport à la glace; cependant il y a une différence dans le passage des deux corps à l'état liquide : la glace surnage l'eau, le soufre solide va au fond du soufre liquide; l'eau se dilate donc, en se solidifiant, le soufre au contraire se contracte. Presque tous les autres corps ressemblent en cela au soufre, de sorte que sous ce rapport l'eau doit être considérée comme une exception.

Le soufre ou l'eau en se solidifiant (en se congelant) passent l'un et l'autre brusquement de l'état liquide à l'état solide; la plupart des corps présentent ce phénomène, cependant il y a des exceptions. Le verre, le fer et beaucoup d'autres minéraux commencent par devenir visqueux et mous avant de prendre l'état liquide, et

quelques-uns restent ainsi, quand bien même on fait varier de plus de 100° la température. C'est avec les propriétés du verre qu'il y a le plus d'avantage à étudier ces phénomènes; au contraire, le passage subit des corps à l'état liquide doit être examiné dans l'histoire de l'eau et mieux dans celle du soufre. Si on laisse refroidir dans un vase du soufre en fusion, on observe qu'à partir de la température de 111° les parties du soufre liquide qui se solidifient traversent la masse fluide comme des rayons émanant de simples points du vase, et que de ces rayons il en part de nouveau d'autres. En effet, les parties de la masse fluide qui deviennent solides se juxtaposent dans des directions déterminées et forment des cristaux. Pour pouvoir examiner ces cristaux, il faut les isoler. A cet effet, on n'a qu'à laisser refroidir lentement du soufre fondu; après un certain temps la surface du liquide se recouvre d'une croûte, l'intérieur contenant encore du soufre liquide traversé par des cristaux. Le soufre liquide en se solidifiant peu à peu à son tour se contracte, attendu qu'à l'état solide il occupe un volume moindre qu'à l'état liquide. Il en résulte des vides traversés par les cristaux qui s'étaient formés. Pour obtenir les plus beaux cristaux on laisse refroidir la masse fluide contenue dans un grand vase, on perce la croûte dont se recouvre la surface, après un certain temps on verse le soufre liquide en retournant le vase; la figure 30 fait voir la coupe d'une masse de soufre traitée de cette manière. Par cette méthode on peut faire cristalliser un grand nombre de substances et déterminer la forme des cristaux obtenus. Une autre méthode pour obtenir les corps à l'état cristallin consiste à dissoudre le corps solide dans un menstrue. Le sucre, le sel de cuisine sont

des corps solides; arrosés d'eau, ils se dissolvent en formant un liquide parfait; si l'eau s'évapore ils s'en séparent de nouveau sous une forme déterminée, en cristaux. De même que l'eau dissout ces substances et beaucoup d'autres, de même d'autres corps liquides dissolvent le soufre, d'autres, par exemple, le mercure, différens métaux. Le sulfure de carbone qui, comme le nom l'indique déjà, est formé de soufre et de carbone, dissout le soufre; c'est un corps très volatil qui, exposé dans un vase ouvert, s'évapore très promptement. Une dissolution de soufre dans le sulfure de carbone en s'évaporant laisse déposer incessamment des cristaux de soufre.

La liquéfaction des substances solides, soit par la chaleur, soit par un menstrue quelconque n'est pas le seul moyen pour obtenir des cristaux, on peut atteindre le même but en faisant passer brusquement un corps gazeux à l'état solide. L'air étant refroidi au-dessous de 0°, si de la vapeur d'eau vient à s'en séparer, ce n'est pas à l'état liquide sous forme de pluie qu'elle se dépose, mais bien à l'état solide sous celle de neige; il est reconnu que la neige jouit d'une forme déterminée. Il en est de même du soufre, si du soufre gazeux obtenu par l'évaporation du soufre, porté à une température élevée, se mêle avec l'air et se refroidit au-dessous de 111° avant d'abandonner l'état gazeux, il ne se forme pas de corps liquide, mais bien un corps solide. Les cristaux de soufre se forment ainsi dans les environs des volcans où le soufre gazeux sort par les fentes de la terre.

Le soufre obtenu par ces trois méthodes est d'un aspect bien différent. Le soufre fondu perd après quelque temps sa transparence et devient d'une cassure matte.

Le soufre volcanique, comme en général le soufre qui se rencontre dans la nature et le soufre cristallisé par l'évaporation d'une dissolution, est jaunâtre, transparent et d'une cassure conchoïde, clivable dans certaines directions. La forme du soufre naturel et de celui que fournissent les dissolutions est déterminée par les huit faces P (*fig.* 31), selon lesquelles les cristaux sont en même temps clivables; c'est pour cette raison que ces faces se nomment faces primitives. La face *r* est également inclinée vers les faces adjacentes P; la face *n* est également inclinée vers les faces P de devant et de derrière, et les arêtes qu'elles forment avec ces faces sont parallèles entre elles. Il en résulte que si on connaît l'inclinaison des faces P les unes vers les autres (*fig.* 32) il est possible de calculer l'inclinaison des faces *n* et *r* vers les autres faces; les faces *s* se rattachent de même d'après une loi déterminée aux faces P. On nomme faces secondaires ces faces *n*, *r* et *s* dont les inclinaisons peuvent être calculées d'après celles des faces P. A la faveur d'une évaporation lente, les cristaux isolés se réunissent très souvent ensemble par leurs pointes, de manière à former des groupes qui ressemblent à des fils (*fig.* 33).

En mesurant l'angle de ces cristaux avec le goniomètre à réflexion, instrument qui donne un haut degré d'exactitude, on trouve que dans les bons cristaux les inclinaisons des faces les unes vers les autres sont les mêmes de quelque endroit ou de quelque dissolution qu'on ait pris le soufre.

Les cristaux de soufre obtenus par voie de fusion sont d'abord jaunâtres, transparens et clairs, et ne prennent qu'après un certain temps cette opacité qui caractérise le soufre du commerce. P et M (*fig.* 34) sont les face

primitives de cette forme, *t*, *n* et *d* en sont les faces secondaires. Le nombre, la symétrie et l'inclinaison des faces distingue essentiellement ces cristaux des autres.

Ces expériences prouvent, que lorsqu'un corps fluide se solidifie, les molécules de ce corps se juxtaposent d'une manière déterminée et forment un cristal. Nous nommons cristal un corps terminé par des faces planes et formé par une force inhérente à la matière.

Ces expériences montrent de plus, que l'arrangement des molécules d'un corps peut différer suivant la température à laquelle la solidification a eu lieu. C'est ainsi que le soufre, en se cristallisant vers 111°, prend une forme différente de celle des cristaux produits à une température plus basse.

La promptitude avec laquelle les cristaux du soufre fondu perdent leur transparence provient de ce que même à l'état solide les molécules se groupent ensemble pour produire la forme due à leur température. Voilà pourquoi le soufre naturel devient opaque quand on porte sa température à près de 111° en le chauffant dans une dissolution de sel qui bout vers 111°.

Le soufre chauffé au-dessus de 111° présente un phénomène qu'on ne connaît qu'à lui; un peu au-dessus de 111° il est liquide, clair et jaune comme du succin; à partir de 160° il commence à s'épaissir et à prendre une couleur brune, et chauffé un peu au-delà de 200° il est tellement épais qu'on peut retourner le vase où il se trouve sans qu'il en sorte. La masse ne se contracte pas en même temps, car le soufre se dilate sans interruption depuis son point de fusion jusqu'à celui de l'ébullition. Si on verse dans de l'eau froide le soufre devenu

épais, on n'obtient pas une masse jaune cassante et cristalline, mais bien un corps brun, mou et visqueux, qui ne se solidifie et ne redevient semblable au soufre en bâtons ordinaire qu'au bout de quelques jours.

Comme le soufre brun visqueux ne diffère chimiquement en rien du soufre cassant, il résulte de cette expérience que la même substance traitée différemment peut avoir des propriétés toutes différentes.

Le soufre chauffé jusqu'à 420° entre en ébullition et se comporte ainsi sous ce rapport comme l'eau à 100° qui à cette température passe de l'état liquide à l'état gazeux. La pesanteur spécifique du soufre est de 6,651. Je montrerai plus tard comment on la détermine, et comment on en conclut que le soufre en passant à l'état gazeux occupe un volume environ 500 fois plus grand. Un petit fragment de soufre suffit donc pour remplir un vase de vapeur de soufre. Si l'on chauffe donc du soufre dans une cornue *a* (*fig.* 35) avec une lampe à esprit de vin, par exemple, et qu'on en porte la température jusqu'au point de l'ébullition, une petite quantité de celui qu'on a introduit dans la cornue et que l'on transforme en gaz suffit pour remplir celle-ci de gaz sulfureux; si on continue la caléfaction il se forme une plus grande quantité de ce gaz. Le gaz qui remplissait la cornue est refoulé dans le col *c;* celui-ci jouit d'une température plus basse, non-seulement parce qu'il n'est pas exposé à la lampe, mais encore parce que l'air ambiant le maintient froid. Le gaz sulfureux en arrivant dans le col de la cornue s'y refroidit donc, et se dépose là où la température est encore au-dessous de 111° sous la forme d'une poussière dont l'air atmosphérique entraîne aussi une grande quantité dans le récipient; mais dès que les

vapeurs chaudes qui continuent d'arriver ont élevé la température du col de la cornue jusqu'à 111°, elles s'y condensent en soufre liquide qui ruissèle au fond du récipient *b*. Or, on peut continuer l'ébullition jusqu'à ce que la totalité du soufre employé se soit peu à peu convertie en gaz; le soufre gazeux se refroidit continuellement dans le col de la cornue, s'y liquéfie et s'écoule dans le récipient *b*. Si le soufre était mêlé avec de l'argile, du sable ou d'autres corps qui ne peuvent pas, comme lui, se gazéïfier par une élévation de température, ces substances resteraient dans la cornue. Cette expérience montre bien clairement de quelle manière beaucoup de substances qu'une haute température peut rendre gazeuses et qui, étant refroidies, perdent cet état, sont susceptibles d'être séparées de celles qui ne se volatilisent à aucune température, ou bien qui ne prennent l'état de gaz qu'à une température beaucoup plus élevée; cette opération se nomme distillation.

Les gaz oxigène, hydrogène et azote sont incolores; le gaz sulfureux a au contraire une couleur déterminée. Si la distillation se fait de manière que le soufre liquide ne puisse pas rentrer dans la cornue, on voit que celle-ci se remplit d'un gaz brun.

L'eau exposée à l'air libre et sec s'évapore très promptement en s'y mêlant à l'état de gaz. Si cet air vient à se refroidir jusqu'à un certain point, par exemple, à une température supérieure de quelques degrés au point de congélation, la vapeur d'eau s'en sépare à l'état liquide sous forme de pluie; mais s'il se refroidit au-dessous de 0°, elle s'en sépare à l'état solide, non pas en grandes masses sous forme de glace, mais en petits cristaux sous forme de neige, par la raison que la vapeur d'eau est mêlée

d'air et qu'elle occupe d'ailleurs un volume beaucoup plus grand que l'eau solide. Les fleurs de soufre sont, par rapport au soufre ordinaire, ce que la neige est par rapport à la glace.

Le soufre s'évapore déjà quand il commence à se fondre et se mêle à l'état de gaz avec l'air atmosphérique chaud qui l'entoure. Aussitôt que cet air vient à se refroidir le soufre gazeux reprend l'état solide et on l'obtient sous forme d'une poudre légère, et consistant en cristaux très petits. Cette poudre s'appelle fleurs de soufre. On les prépare de la manière suivante dans les fabriques (*fig.* 36) : on chauffe le soufre dans une chaudière en fer *c*, placée au-dessus d'une grille *o* sur laquelle on fait brûler de la houille, et entourée de maçonnerie de telle sorte que la chambre voûtée A ne puisse presque pas participer à la chaleur du foyer auquel appartient la cheminée *g*. La porte *n* qui se ferme hermétiquement sert à remplir la chaudière de soufre. Le soufre chauffé continuellement prend alors peu à peu la forme gazeuse et se mêle avec l'air atmosphérique qui se trouve en *d* au-dessus de la chaudière. Cet air chaud étant beaucoup plus léger que celui de la chambre A entre dans celle-ci par la grande ouverture *b* et fait place à de l'air froid. Il en résulte un courant continuel qui remplace, par de l'air atmosphérique froid, l'air chaud, situé au-dessus de la chaudière et contenant des vapeurs de soufre. Cet air froid s'échauffe à son tour et ainsi de suite. L'air chaud en se rendant avec les vapeurs de soufre dans la chambre, s'y mêle avec de l'air froid et se refroidit; la vapeur de soufre se condense alors en une poudre fine et cristalline qui tombe au fond de la chambre. Après avoir converti par ce procédé une

grande quantité de soufre en fleurs, on retire celles-ci de la chambre par la porte *p*. Le feu doit être conduit avec soin et la chambre doit avoir une capacité de plus de 2000 pieds cubes, afin que l'air de la chambre n'atteigne jamais une température capable de faire fondre le soufre. Il y a des circonstances dans lesquelles le mélange d'air et de vapeurs de soufre peut s'enflammer. Alors la soupape *e* s'ouvre et prévient tout danger résultant d'une détonation.

On peut obtenir le soufre plus divisé encore en dissolvant dans l'eau une combinaison d'une partie de potassium et de 5 parties de soufre; on se procure cette combinaison en faisant fondre un excès de soufre avec du carbonate de potasse, ou en dissolvant du soufre dans une dissolution concentrée de potasse. Si l'on ajoute à cette dissolution de l'acide sulfurique très étendu, le potassium se combine avec l'oxigène de l'eau, et la potasse formée s'unit avec l'acide sulfurique. Il en résulte du sulfate de potasse. Quant à l'hydrogène de l'eau il s'unit avec une partie du soufre et formedu gaz hydrogène sulfuré qui se dégage. Les quatre autres parties du soufre se séparent à l'état de poudre tellement ténue qu'elle reste suspendue dans l'eau. L'extrême ténuité de cette poudre provient de ce que dans la dissolution l'eau interposée tient à une grande distance les unes des autres les molécules du sulfure de potassium et de ce que ce même liquide écarte les unes des autres les molécules du soufre qui se sépare et qui est complétement insoluble dans l'eau.

La température du soufre peut être portée dans l'air atmosphérique jusqu'au point d'ébullition sans qu'il s'enflamme; si on le chauffe plus fortement, si, par

exemple, on le touche avec un corps chaud ou bien si, comme il arrive facilement, on laisse prendre une haute température aux vases dans lesquels il se fond, il se combine avec l'oxigène et forme un corps gazeux, savoir l'acide sulfureux. Outre cette combinaison il y en a encore trois autres qui sont pareillement des acides. Je présenterai dans une division à part l'histoire détaillée de ces combinaisons avec celle des autres acides.

Le soufre ne se combine pas directement avec l'hydrogène; on obtient les deux combinaisons qu'il forme avec ce gaz en décomposant des substances contenant du soufre. Elles sont toutes les deux acides, et seront aussi décrites avec les acides.

Le soufre se combine avec tous les corps simples hormis l'azote; avec quelques-uns il se combine même comme avec l'oxigène dans des proportions différentes mais également déterminées.

La combinaison du soufre avec beaucoup de métaux est accompagnée d'un dégagement de calorique et de lumière. Lorsqu'après avoir fait bouillir du soufre dans un matras (*fig.* 37) de manière à remplir toute sa capacité de vapeurs sulfureuses on y introduit une bande très mince de cuivre, ce métal se combine avec le soufre; la combinaison formée devient fortement incandescente, se fond et forme une substance cristalline, cassante, qui est le sulfure de cuivre. Il résulte de cette expérience que les combinaisons de l'oxigène avec les corps simples ne sont pas les seules qui produisent du calorique et de la lumière; mais que ces phénomènes peuvent aussi avoir lieu lors des combinaisons chimiques d'autres substances les unes avec les autres; nous verrons par la suite que toute combinaison chimique engendre

du calorique, voire, si la quantité de celui-ci est suffisante, de la lumière.

Le soufre se combine à l'instar de l'oxigène avec d'autres corps simples et forme des bases et des acides qui se combinent entre eux et donnent des sels. L'arsenic, par exemple, et l'oxigène produisent de l'acide arsenique, le sodium et l'oxigène forment de la soude; l'acide et la base, en se réunissant, donnent un sel, l'arséniate de soude. De même l'arsenic et le soufre produisent un acide, le sulfide arsenique, le sodium et le soufre, une base salifiable, le sulfure de sodium; l'acide et la base se combinent et fournissent un sel soluble dans l'eau et cristallisable, nommé sulfarséniate de sulfure de sodium.

Les différens degrés de combinaison du soufre établissent aussi un rapprochement entre ce corps et l'oxigène; de même que quelques corps à des degrés supérieurs d'oxigénation, par exemple, le peroxide de manganèse, abandonnent de l'oxigène quand on les chauffe, de même la pyrite de fer, combinaison du soufre avec le fer, abandonne du soufre par la calcination, et se transforme en une combinaison de fer et d'une moindre quantité de soufre. On utilise cette combinaison dans certaines localités pour obtenir ainsi du soufre. Néanmoins la quantité de soufre obtenue de cette manière en Europe est insignifiante en comparaison de celle qu'on retire de la Sicile et de la Pologne; dans les deux pays il se rencontre dans les terrains tertiaires à l'état de soufre réduit, c'est-à-dire à l'état de liberté de toute combinaison chimique, mais mélangé avec diverses substances dont on le sépare par voie de distillation. On fait fondre le soufre ainsi purifié, et on le verse à une température voisine du point de fusion dans des formes

en bois où il se refroidit; le commerce nous l'offre sous le nom de soufre en bâtons.

SÉLÉNIUM.

Ainsi que le soufre, le sélénium peut affecter l'état solide, l'état liquide et l'état gazeux; solide à la température ordinaire, il est complétement liquide un peu au-dessus de 100°. Si on le laisse refroidir promptement il acquiert une surface miroitante et métallique, et une cassure vitreuse et conchoïde; refroidi lentement il devient raboteux à la surface et d'une cassure grenue, matte. Quoique ceci indique un commencement de cristallisation, cependant la fusion et un lent refroidissement ne donnent pas des cristaux de sélénium. Toutes les substances qui, comme le sélénium, sont visqueuses avant de se solidifier cristallisent difficilement; un peu au-dessus de 100° le sélénium est liquide, à 100°, demi fluide et au-dessous de ce point, mou au point qu'on peut l'étirer en fils comme la cire à cacheter. La cristallisation consiste dans la juxtaposition des molécules d'une substance d'après une loi déterminée; plus un corps est fluide et par conséquent plus ses molécules sont mobiles, plus celles-ci ont de facilité pour se placer les unes à côté des autres dans une direction fixe; plus au contraire une substance est pâteuse, plus cette juxtaposition est difficile.

Les dissolutions, par exemple, la dissolution du sélénium dans l'acide sulfurique, fournissent des cristaux de ce corps; mais ils sont difficiles à déterminer.

Si on tire le sélénium en fils minces, ou bien si on

comprime une goutte de ce corps fondu entre deux plaques de verre, de manière à le réduire en couche très mince, il est transparent et d'une couleur de rubis. L'acide sélénieux, degré d'oxidation du sélénium, est soluble dans l'eau et susceptible d'être décomposé par l'acide sulfureux qui lui enlève son oxigène pour passer à l'état d'acide sulfurique; le sélénium se sépare alors de la dissolution sous forme d'une belle poudre rouge. Le sélénium gazeux étant refroidi dans l'air atmosphérique donne également une poudre très divisée, dont la couleur est d'un rouge de cinabre, et qui est par rapport au sélénium ordinaire, ce que les fleurs de soufre sont par rapport au soufre. Cette poudre se contracte par la chaleur et devient d'un rouge beaucoup plus intense.

Le soufre est deux fois et le sélénium au-delà de quatre fois plus pesant que l'eau.

Le sélénium entre en ébullition à la température d'environ 700°; les vapeurs de sélénium qui se forment alors sont d'un jaune un peu plus foncé que le gaz chlore.

Le sélénium ne s'enflamme pas encore à la température de l'ébullition; chauffé dans l'air libre, il se volatilise, et forme en se refroidissant une fumée rouge qui est du sélénium solide. A l'approche d'un corps en combustion il prend feu, brûle avec une flamme bleue et répand une odeur forte de raves due à la formation d'un oxide de sélénium.

Outre ce degré d'oxidation qui est peu connu, il y en a encore deux autres, l'acide sélénieux et l'acide sélénique. Le sélénium, en s'unissant avec l'hydrogène, forme un corps gazeux qui, de même que l'hydrogène sulfuré, appartient à la classe des acides. Ces acides seront décrits

avec les autres dans une division à part. Le sélénium ne se combine pas avec l'azote; on ne connaît pas encore de combinaison de sélénium et de carbone. Il est facile de combiner le sélénium avec le chlore, l'iode et le brôme.

La tenue du sélénium vis-à-vis des autres substances est tellement analogue à celle du soufre, que je ne peux mieux faire que de rapporter les principales combinaisons de ce corps dans l'histoire des combinaisons du soufre.

On extrait le sélénium en partie du plomb sélénié, minéral qui se rencontre dans le Hartz, en partie du sédiment, qui se forme dans les chambres de plomb dans lesquelles on fabrique l'acide sulfurique. J'indiquerai la préparation du sélénium en parlant du plomb sélénié.

Le sélénium, considéré comme corps simple, jouit de propriétés, dont les unes lui donnent beaucoup de ressemblance avec le soufre, et particulièrement avec les corps non métalliques, tandis que les autres le rapprochent tellement des métaux proprement dits, qu'on doit le compter parmi ceux-ci. Ici il ne pouvait pas être séparé du soufre, parce que les combinaisons de ces deux corps avec d'autres substances donnent le meilleur exemple de la manière dont deux corps produisent deux séries de combinaisons dans lesquelles les membres correspondans, comme dans le cas actuel, les acides sélénique et sulfurique, par exemple, se ressemblent parfaitement par leurs propriétés.

PHOSPHORE.

Comme le soufre et le sélénium, le phosphore est solide, liquide et gazeux selon la température. Entre 15 et 20° il est flexible comme de la cire, à 0° et au-dessous, il est aigre et d'une cassure cristalline. On obtient le phosphore en gros cristaux de sa dissolution dans le sulfure de phosphore. A cet effet, après avoir fait fondre sous l'eau une partie en poids de soufre et deux parties de phosphore, on laisse refroidir la masse liquide. La forme de ces cristaux est un dodécaèdre rhomboïdal (*fig.* 38), corps terminé par 12 parallélogrammes (A), semblables entre eux. En faisant bouillir de l'huile de pétrole purifiée préalablement par voie de distillation ou bien du chlorure de phosphore avec une quantité de phosphore plus grande que ces liquides n'en peuvent dissoudre, et en laissant refroidir la dissolution, on obtient également des cristaux de phosphore de la même forme. Ces expériences font voir que l'huile de pétrole, aussi bien que le sulfure et le chlorure de phosphore, dissolvent une plus grande quantité de phosphore à une température élevée qu'à une température plus basse.

Le phosphore est 1 3/4 fois plus pesant que l'eau; presque entièrement incolore, il tire un tant soit peu sur le jaune.

A 35° il se fond, et à 290° il entre en ébullition et forme un gaz incolore. La pesanteur spécifique du phosphore gazeux est de 4,326.

Le phosphore se combine très facilement avec l'oxigène; à une température de 75° il commence à brûler

violemment; frotté quelque peu il s'enflamme déjà. Il faut donc le traiter avec beaucoup de précaution, d'autant plus que les brûlures qu'il occasione sont des plus dangereuses.

Si l'on tient quelques instans dans l'air libre un petit fragment de phosphore, essuyé préalablement entre plusieurs doubles de papier joseph, on voit pendant le jour, une nébulosité se former autour de ce corps et s'élever dans l'air; dans l'obscurité le phosphore aussi bien que la nébulosité deviennent lumineux. Si l'on trace quelques caractères avec un petit fragment de phosphore sur un fond obscur, par exemple, sur du papier noir, l'écriture luira pendant quelque temps dans l'obscurité; dès qu'elle aura cessé de paraître lumineuse, on peut la faire reparaître en y passant la main. Une telle écriture se conserve plus long-temps entre deux plaques de verre. Si l'expérience se fait en vase clos le phosphore cessera de paraître lumineux au bout de quelque temps; mais pour peu qu'on fasse arriver de l'air frais, il recommencera à luire. Ce phénomène d'ignition est dû à une combinaison lente du phosphore avec l'oxigène de l'air : c'est une combustion lente.

Dans le gaz oxigène pur le phosphore devient lumineux quand on élève sa température à 24°; mais alors il répand une lumière forte et s'enflamme facilement. Si on laisse du phosphore en contact avec du gaz azote ou avec un autre gaz quelconque, ces gaz acquièrent la propriété de luire aussitôt qu'on les mêle avec de l'air atmosphérique; car, de même que l'eau se mêle en vapeurs avec d'autres gaz à une température inférieure au point de congélation, de même les vapeurs de phosphore se mêlent en petite quantité avec les autres gaz à la tempé-

rature ordinaire. Dès qu'un pareil mélange obtient le contact de l'air, le phosphore gazeux s'empare de son oxigène et devient lumineux. Pour que le phosphore puisse se combiner avec l'oxigène à la température ordinaire, il paraît nécessaire que ce gaz soit dans un état de raréfaction, comme cela s'observe dans l'air atmosphérique, où il est mêlé avec le gaz azote. Aussi le phosphore s'enflamme même dans l'air raréfié, par exemple, sous la cloche d'une pompe pneumatique, si on a eu la précaution de le saupoudrer de résine ou de le placer sur du coton ; mais pour que cet effet ait lieu il faut que la raréfaction se fasse promptement.

La propriété du phosphore de luire à la température ordinaire n'est pas sans intérêt, puisqu'elle fait voir que quelques corps peuvent se combiner entre eux sans avoir été chauffés préalablement, tandis que d'autres, par exemple, le soufre et le sélénium ne peuvent pas encore se combiner avec l'oxigène à la température de leur ébullition, et que d'autres enfin, le fer, par exemple, exigent une température rouge très forte pour présenter ce phénomène. En luisant ainsi, le phosphore produit un degré d'oxidation inférieur à celui qu'il forme quand il brûle avec une flamme très intense. Ce phénomène conduit donc encore à la conséquence intéressante, que suivant la température à laquelle le phosphore absorbe l'oxigène, il peut former deux degrés différens d'oxidation ; à savoir, de l'acide phosphoreux, lorsqu'il luit, et de l'acide phosphorique, lorsqu'il brûle.

Outre ces deux degrés d'oxidation il y en a encore deux autres, l'acide hypophosphoreux et l'oxide rouge de phosphore.

Je décrirai tantôt les combinaisons du phosphore avec

l'hydrogène et avec le soufre, et plus tard dans l'histoire des métaux, quelques combinaisons intéressantes qu'il forme avec les substances métalliques. Le phosphore ne se combine pas avec l'azote.

Le phosphore se rencontre dans quelques minéraux et dans la plupart des plantes, et constitue un élément important dans l'organisme animal; car les os sont principalement formés de phosphate calcaire. C'est aussi des os qu'on l'extrait. On commence par les calciner avec le contact de l'air atmosphérique jusqu'à ce qu'ils aient acquis une blancheur parfaite. Cette opération a pour but d'éliminer les parties animales formées de carbone d'oxigène, d'azote et d'hydrogène. On verse un mélange de 30 parties d'eau et de 2 parties d'acide sulfurique concentré sur 3 parties d'os calcinés, qui contiennent encore du carbonate calcaire outre le phosphate de chaux. L'acide sulfurique se combine avec la totalité de la chaux qui était unie avec l'acide carbonique, et avec une partie de celle qui appartenait à l'acide phosphorique; l'autre portion de phosphate calcaire gagne une plus grande quantité d'acide phosphorique, et se transforme en phosphate acide de chaux. Le sulfate de chaux reste sous forme de dépôt insoluble, car une partie de ce corps exige 500 parties d'eau pour se dissoudre. Le phosphate acide de chaux se dissout au contraire très facilement dans l'eau : on le sépare du sulfate de chaux en filtrant la liqueur. On concentre cette dissolution jusqu'à consistance sirupeuse, en l'évaporant dans une chaudière de fonte; puis on ajoute peu à peu une quantité de charbon égale en poids, au quart des os employés, et on chauffe le mélange en le brassant sans interruption jusqu'au rouge naissant. On porte alors promptement la

masse dans une cornue de grès *a* (*fig.* 39), au col de laquelle est adapté un tuyau large en cuivre (*b*). L'une des extrémités de ce tuyau reçoit le col de la cornue, l'autre recourbée à angle droit descend dans un flacon plein d'eau, de manière à n'y plonger que de quelques lignes. Le goulot de ce flacon est fermé hermétiquement à l'aide d'un bouchon percé de deux trous, dont l'un livre passage au tuyau de cuivre et dont l'autre est traversé par un tube de verre, destiné à éconduire les gaz qui se développent. On place la cornue de grès dans un fourneau à réverbère à fort courant d'air; on pousse le feu graduellement et l'on finit par remplir entièrement le fourneau de charbons ardens. Le phosphate acide de chaux se décompose de manière qu'il reste du phosphate calcaire ordinaire. L'autre partie d'acide phosphorique cède son oxigène au charbon et forme de l'acide carbonique et de l'oxide de carbone qui se dégagent. Le phosphore devenu libre, se condense à l'état liquide dans le col de la cornue et dans le tuyau de cuivre, et ruisselle au fond du flacon plein d'eau. Le tuyau de cuivre ne plonge que de deux lignes dans l'eau du flacon pour que ce liquide ne puisse pas rentrer dans la cornue chaude, si par quelque hasard elle venait à se refroidir. Supposons que ce cas arrive, il s'élèvera une quantité d'eau égale à celle qui occuperait une capacité du flacon de deux lignes de hauteur : cette colonne d'eau pourra en former une de deux pouces dans le tuyau de cuivre; mais alors il ne rentrera plus que de l'air atmosphérique qui, à la vérité, brûlera un peu de phosphore, mais ne troublera pas l'opération.

On découpe en petits fragmens le phosphore obtenu et on le met dans des tubes de verre d'un diamètre à

peu près égal à celui d'un tube barométrique ordinaire, et dont une extrémité plus étroite que l'autre est fermée par un tampon. Après avoir versé dans le tube, contenant les petits fragmens de phosphore, une assez grande quantité d'eau pour qu'ils ne s'enflamment pas, on le plonge dans de l'eau bouillante. Le phosphore se fond, et les impuretés qu'il contient surnagent le phosphore liquide; on plonge alors le tube dans de l'eau froide, et dès que le phosphore a repris l'état solide on enlève le bouchon et on pousse le phosphore hors du tube. On coupe la partie supérieure du bâton de phosphore où se trouvent les impuretés.

On doit conserver le phosphore sous l'eau; après un séjour de quelques années dans ce liquide, il s'entoure d'une écorce blanche. Le phosphore transparent engendre cette croûte blanche de la même manière que le soufre transparent donne du soufre opaque en bâtons, par exemple; cette croûte n'est donc formée que de phosphore. Le phosphore couvert d'une croûte semblable comme celui dont la couleur est rouge, peut être obtenu de nouveau parfaitement transparent. A cet effet, on n'a qu'à le plonger dans de l'eau bouillante acidulée d'acide nitrique.

PHOSPHORE ET HYDROGÈNE.

Le phosphore et l'hydrogène ne s'unissent qu'en une seule proportion. Le procédé le plus commode pour obtenir ce composé, consiste à chauffer du phosphore dans une dissolution de potasse. On emploie à cet effet une petite cornue (*a*) (*fig.* 40), réunie avec un tube de verre à

l'aide d'un bouchon fermant hermétiquement, et placée dans un bain de sable au-dessus de la lampe à esprit de vin. Après y avoir introduit une petite quantité de phosphore on la remplit avec la dissolution de potasse. De même que l'eau n'est pas décomposée par le zinc seul, par exemple, et qu'il est nécessaire, pour que cet effet ait lieu, d'augmenter l'affinité de ce métal pour l'oxigène de celle de l'acide sulfurique pour l'oxide de zinc; de même aussi le phosphore ne décompose l'eau que pour autant que l'affinité de la potasse pour les acides phosphorique et hypophosphoreux concourt à l'action. Tandis que l'oxigène de l'eau oxide une portion du phosphore, l'autre portion de ce corps se porte sur l'hydrogène et donne le gaz spontanément inflammable, dont les bulles se dégagent du phosphore et s'élèvent. Les premières bulles s'enflamment dans l'air, contenu encore dans la cornue, et si celle-ci n'est pas pour ainsi dire entièrement pleine de dissolution de potasse, il peut en résulter une explosion assez violente pour fracasser l'appareil. C'est pour cette raison qu'il faut éviter la formation de grosses bulles en ne chauffant que lentement la cornue. Si le tube de verre plonge sous le niveau de l'eau, les bulles s'enflamment avec une légère détonation aussitôt qu'elles ont le contact de l'air; un anneau élégamment tourné se forme d'une fumée épaisse (d'acide phosphorique) et s'élève dans les airs. Si l'on fait arriver les bulles dans une éprouvette pleine de gaz oxigène elles s'y enflamment en développant une lumière très intense. En faisant cette belle expérience il faut cependant avoir la précaution d'entourer l'éprouvette d'un panier en fil de fer. Car il arrive souvent que plusieurs bulles consécutives se mêlent avec le gaz oxigène sans s'enflammer, et que la pre-

mière bulle suivante en s'enflammant fait prendre feu au mélange qui détonne alors violemment.

Le gaz hydrogène phosphoré recueilli sur de l'eau qu'on a fait bouillir préalablement est complétement incolore; l'eau ordinaire contenant un peu d'air atmosphérique le décomposerait. Il a une odeur des plus désagréables et analogue à celle des poissons en putréfaction. Il est un peu soluble dans l'eau à laquelle il communique cette odeur.

Si l'on fait bouillir une dissolution d'hypophosphite de potasse avec un excès de potasse l'eau se décompose en oxigène, qui se combine avec l'acide hypophosphoreux et le transforme en acide phosphorique, et en hydrogène, qui se dégage à l'état de gaz. La même décomposition a lieu aussi pendant que de l'hydrogène phosphoré se développe de la manière indiquée, de sorte que ce gaz peut être mêlé avec des quantités variables de gaz hydrogène. Pour l'obtenir dans le plus grand état de pureté possible on mêle de petits fragmens de phosphore avec de la chaux éteinte et on chauffe peu à peu le tout dans une cornue, en plongeant d'abord celle-ci dans l'eau bouillante et en l'exposant ensuite à la chaleur d'une petite lampe.

On obtient encore cette combinaison en chauffant de l'acide hypophosphoreux ou bien de l'acide phosphoreux. L'acide et l'eau qu'il contient, car il en renferme, se décomposent alors simultanément; l'acide abandonne une partie de son phosphore, qui se combine avec l'hydrogène de l'eau et forme du gaz hydrogène phosphoré incolore; l'oxigène de l'eau se combine avec l'acide, de sorte que la transformation des deux acides en acide phosphorique s'effectue tant parce qu'ils abandonnent une

partie de phosphore, que parce qu'ils absorbent l'oxigène de l'eau. Le gaz hydrogène phosphoré préparé de cette manière ne s'enflamme spontanément que pour autant qu'on l'aura abandonné pendant quelque temps à lui-même ou mieux avec une petite quantité d'air atmosphérique. D'un autre côté, le gaz spontanément inflammable, conservé pendant long-temps, perd cette propriété sans se décomposer. Il est très vraisemblable que l'inflammabilité de ce gaz soit due à une petite quantité de phosphore échappant à l'analyse. On sait que le gaz hydrogène en contact avec du phosphore, même à une température basse, absorbe une petite quantité de ce corps, et devient lumineux dans l'air par suite sans doute d'une combustion de la vapeur du phosphore qu'il contient. La pesanteur spécifique du gaz hydrogène phosphoré a été trouvée à peu près égale à 1,185; une mesure de ce gaz est donc formée de 1/4 de mesure de vapeur de phosphore ($\frac{4,326}{4} = 1,085$) et de 1 1/2 mesures de gaz hydrogène ($0,0688 \times 1\ 1/2 = 0,1032$). L'analyse même la plus rigoureuse n'a montré aucune différence dans la composition de ce gaz, soit qu'il s'enflamme spontanément soit qu'il ne présente pas ce phénomène.

L'hydrogène phosphoré ne se combine pas avec les bases; il décompose quelques oxides métalliques, et quelques sels, en produisant tantôt un phosphure métallique, tantôt de l'acide phosphorique. Dans ce dernier cas, l'oxide métallique est réduit et il se forme de l'eau. Il s'unit avec quelques combinaisons du chlore, par exemple, avec le chlorure d'antimoine, et avec les acides hydriodique et hydrobromique. Cette dernière combinaison donne même de très beaux cristaux. Néanmoins,

ces substances sont déjà décomposées par l'eau qui en expulse l'hydrogène phosphoré.

PHOSPHORE ET SOUFRE.

Lorsqu'après avoir fait fondre du phosphore dans de l'eau chaude on y ajoute du soufre en petits fragmens, la combinaison de ces corps s'opère facilement. Si l'on prend parties égales en poids des deux substances, la masse se fond à 5°. L'existence d'une combinaison de phosphore et de soufre en proportions déterminées est incontestable; la facilité avec laquelle cette combinaison dissout aussi bien du soufre que du phosphore, qui ne peuvent plus s'en séparer complétement, fait qu'il est impossible de se la procurer par la voie de fusion. Le soufre ajouté à la combinaison la plus fusible s'en sépare par le refroidissement sous forme de cristaux; de même le phosphore ajouté en excès se cristallise isolément à une température basse. Lorsqu'on conserve la combinaison sous l'eau, celle-ci répandra très promptement une odeur hépatique et contiendra de l'acide phosphoreux. Si on la fait bouillir avec de l'eau, il se développera également du gaz hydrogène sulfuré quelquefois avec explosion. Elle est plus inflammable que le phosphore.

CHLORE.

A la température ordinaire le chlore est un corps gazeux qui se distingue par une couleur particulière, dont il tire son nom, des gaz oxigène, hydrogène et azote,

qui sont incolores; car χλωρὸς signifie jaune verdâtre. Les animaux qui respirent le gaz azote ou le gaz hydrogène meurent, non pas que ces gaz soient délétères, mais parce que le phénomène chimique essentiel à la conservation de la vie et dû uniquement à l'oxigène n'y saurait avoir lieu. Respiré en grande masse le chlore tue au contraire comme un poison; respiré en petite quantité, il produit une sensation de sécheresse dans le nez, provoque la toux et resserre la poitrine. Ces symptômes se transforment facilement en un rhume accompagné de mal de tête et d'une fièvre légère.

Le chlore gazeux est près de 2 1/2 fois plus pesant que l'air atmosphérique, car sa pesanteur spécifique s'élève à 2,44.

Le chlore gazeux, comprimé au point de n'occuper que le quart ou le cinquième de son volume primitif, se liquéfie; le chlore liquide est jaune verdâtre, sa densité est de 1,33, jusqu'ici aucune température n'a encore été capable de le solidifier.

Le moyen le plus facile de se procurer le chlore gazeux en petite quantité, consiste à chauffer du peroxide de manganèse arrosé d'acide hydrochlorique. On désigne ordinairement sous le nom d'acide hydrochlorique la combinaison du chlore avec l'hydrogène dissoute dans l'eau. Tout l'oxigène du peroxide se combine avec l'hydrogène de l'acide hydrochlorique; mais le manganèse ne peut se combiner qu'avec la moitié du chlore ainsi dégagé, l'autre moitié s'échappe à l'état de gaz. On emploie pour cette opération un matras en verre (*fig.* 41), que l'on chauffe dans le bain de sable ou au-dessus d'une lampe à esprit de vin : après avoir introduit le peroxide de manganèse réduit en poudre très fine, on y verse à

la fois tout l'acide nécessaire, étendu préalablement d'une quantité d'eau suffisante pour qu'il ne fume plus.

Beaucoup d'expériences permettent de recueillir le chlore sur l'eau pourvu qu'on l'emploie promptement; autrement il s'y dissoudrait, car une mesure d'eau absorbe un peu plus de deux mesures de chlore. On ne peut pas le recueillir sur le mercure parce qu'il s'y combine déjà à la température ordinaire de l'air. Veut-on remplir de chlore un matras *a*? on n'a qu'à recourber le tube de verre par lequel il se dégage, de manière que l'une de ses extrémités aille jusqu'au fond de ce matras (*fig.* 42). Le chlore, à mesure qu'il se développe, déplace l'air atmosphérique qui remplissait le matras et qui est beaucoup plus léger que lui, et l'opération est terminée dès que ce gaz qu'on reconnaît facilement à sa couleur s'est élevé jusqu'au col du matras.

Il n'est pas moins facile d'extraire le chlore du sel de cuisine qui est formé de chlore et d'un corps simple métallique appelé sodium. On mêle ce sel avec du peroxide de manganèse, et après avoir introduit le tout dans un matras on l'arrose d'acide sulfurique. On n'a plus alors qu'à chauffer doucement le matras pour développer le chlore gazeux. L'acide sulfurique étant chauffé avec du peroxide de manganèse donne de l'oxigène et du sulfate d'oxidule de manganèse, ainsi que nous l'avons vu en traitant de l'oxigène; mais au lieu de se dégager comme alors à l'état de gaz, l'oxigène se porte sur le sodium et le transforme en soude, qui en s'unissant avec une partie de l'acide ajouté donne du sulfate de soude. Le chlore qui était uni avec le sodium est mis à nu et se dégage. Pour opérer cette décomposition de la manière indiquée, on emploie sur trois parties de sel de cuisine deux

parties de peroxide de manganèse et cinq parties d'acide sulfurique étendu de quatre parties d'eau.

Pour obtenir le chlore en plus grande quantité on emploie un grand matras qu'on chauffe au bain de sable placé dans un grand fourneau, analogue à celui dont nous nous sommes servi pour l'extraction du phosphore. Comme il est difficile d'adapter exactement un bouchon à un grand matras, il y a de l'avantage à se procurer un bout de tuyau en plomb, et à choisir un matras au col duquel ce tuyau puisse s'adapter à peu près, quand on en aura enlevé avec soin une partie avec le crayon de Berzélius, s'il y a lieu. On fixe l'allonge avec du lut et on y adapte hermétiquement le bouchon armé du tube de verre (*fig.* 43).

L'affinité du chlore pour d'autres corps simples est très grande, pour quelques-uns même plus grande que celle de l'oxigène. Chauffé, par exemple, avec la potasse, la soude et plusieurs oxides métalliques, le chlore décompose ces combinaisons en donnant lieu à la formation d'un chlorure métallique et en développant du gaz oxigène qui se dégage. On peut faire cette expérience dans une boule que l'on chauffe après y avoir introduit l'oxide métallique et à travers laquelle on fait passer un courant de chlore absolument comme nous avons opéré pour décomposer l'oxide de cuivre par le gaz hydrogène. En revanche, le chlore ne décompose pas l'alumine dont le métal a une plus grande affinité pour l'oxigène.

Un grand nombre de corps s'unissent au chlore sans qu'on ait besoin de les chauffer et avec dégagement de calorique et de lumière; c'est ainsi, par exemple, qu'il se produit une ignition quand on introduit de la pou-

dre d'antimoine dans une cloche ou dans un matras plein de chlore gazeux.

Le chlore s'unit avec l'oxigène dans quatre proportions différentes. Trois de ces combinaisons sont des acides. Je les décrirai avec les autres acides.

Le chlore ne s'unit que dans une seule proportion avec l'hydrogène et donne un chlorure, dont la dissolution dans l'eau, connue sous le nom d'acide hydrochlorique, est pour le chimiste un des acides les plus importans; en conséquence, j'en parlerai avec détail en traitant des autres acides. Lorsqu'après avoir mêlé ensemble un volume de chlore gazeux et un volume de gaz hydrogène, on allume le mélange avec un corps en combustion ou à l'aide de l'étincelle électrique, la combinaison s'opère avec détonation et il se forme de l'acide hydrochlorique, qui se présente sous la forme d'une fumée blanche, si les gaz étaient humides, ou s'il a le contact de l'eau d'une manière quelconque. Lorsqu'on mêle les deux gaz dans l'obscurité ou dans la clarté d'une lumière artificielle, il n'y aura pas de combinaison; lorsqu'on expose le mélange à la lumière diffuse du jour, la combinaison s'effectue lentement, et si l'on introduit un peu d'eau dans le vase, et qu'on ait pris exactement une mesure de chaque gaz, ceux-ci disparaîtront complétement, l'acide hydrochlorique formé se dissolvant dans l'eau. Dans la lumière solaire cette combinaison a lieu instantanément avec une forte explosion. Pour faire cette expérience on emploie un petit flacon d'un verre parfaitement incolore, et après avoir opéré le mélange dans une chambre obscure on introduit le flacon dans un étui. Veut-on alors opérer la combinaison, on retire promptement le vase de l'étui, et on le projette

dans une certaine direction où il soit frappé par les rayons du soleil; comme les rayons violets de la lumière solaire sont les seuls capables de produire le phénomène, la détonation n'a pas lieu si le mélange a été fait dans un vase de verre vert, par exemple.

En vertu de sa grande affinité pour l'hydrogène, le chlore décompose très facilement diverses substances organiques; si l'on introduit dans du chlore gazeux une couleur végétale, par exemple de la teinture de tournesol, ou bien du papier teint avec le tournesol, la couleur disparaît à l'instant, et le papier devient blanc. Il est facile de se rendre compte de ces phénomènes. Les couleurs appartiennent à des combinaisons déterminées d'hydrogène, de carbone et d'oxigène; corps auxquels dans quelques-unes, par exemple dans l'indigo, s'ajoute aussi l'azote; si une telle combinaison chimique subit un changement, il en résulte un nouveau composé, qui ne se comporte plus comme elle à l'égard de la lumière.

L'odeur désagréable qu'exhalent les substances en putréfaction provient de combinaisons chimiques organiques qui nagent dans l'air; un peu de chlore introduit dans une atmosphère pareille, décompose la combinaison chimique et détruit l'odeur à l'instant. C'est aussi à des substances organiques répandues dans l'air à l'état de dissolution ou de suspension qu'il faut attribuer la propagation des maladies contagieuses d'un individu à l'autre. Quoique le peu qui s'en trouve dans l'air échappe aux investigations chimiques, le chlore les détruit néanmoins complétement. Donc ce sont des substances pondérables qui répandent les maladies contagieuses dont l'inoculation n'exige pas le contact d'un individu malade.

Le chlore décompose même l'eau. En effet, si une dissolution de chlore dans l'eau est exposée aux rayons du soleil, ce corps se transforme en acide hydrochlorique, et il se développe de l'oxigène aussi long-temps qu'il reste du chlore en dissolution.

CHLORE ET AZOTE.

Lorsqu'après avoir rempli une petite cloche d'une dissolution d'hydrochlorate d'ammoniaque ou d'un sel ammoniacal quelconque, on la renverse sur une tasse pleine de la même dissolution et qu'on y fait arriver du chlore gazeux, ce corps est absorbé, le liquide prend une couleur jaune, et il se forme à la surface des gouttes oléagineuses qui ne tardent pas à gagner le fond. Une température de 28 à 30° accélère la production du corps oléagineux. Il est en outre avantageux que la dissolution ne soit pas saturée, c'est-à-dire que l'eau ne contienne pas tout le sel qu'elle peut dissoudre. L'hydrochlorate d'ammoniaque (le sel ammoniac) est formé d'ammoniaque et d'acide hydrochlorique; l'ammoniaque est composée d'azote et d'hydrogène. Une partie du chlore amené dans la dissolution se combine avec l'hydrogène de l'ammoniaque et forme de l'acide hydrochlorique; une autre partie s'unit à l'azote naissant pour former le corps oléagineux, qui, n'étant que peu soluble dans l'eau, se sépare du liquide, se rassemble en gouttes et tombe au fond par suite de la supériorité de sa pesanteur spécifique sur celle de l'eau. Sa pesanteur spécifique est de 1,653.

Le chlorure d'azote est un liquide oléagineux d'un jaune orangé résultant de l'union de trois mesures de

chlore avec une mesure d'azote. Il distille sans s'altérer à 71°, bout violemment à 93° et détonne avec force à 100° en se décomposant subitement. Ainsi dans cette décomposition un corps liquide devient gazeux et prend un volume environ cinq cents fois plus grand. On peut montrer facilement les effets puissans de cette expansion rapide en mettant une goutte de chlorure d'azote avec un peu d'eau dans une tasse à thé placée sur un support en bois, et en la touchant avec un fil de fer rouge ou avec un bâton trempé préalablement dans de l'huile d'olive; l'explosion qui en résulte projette l'eau tout autour, et enfonce profondément dans le support le morceau de la tasse sur lequel gisait la goutte de chlorure d'azote. La violence de ces explosions, jointe à la facilité avec laquelle les circonstances les plus insignifiantes en apparence, déterminent la décomposition, rendent très dangereuses les expériences avec le chlorure d'azote. Mis en contact avec le soufre, le carbone, les métaux, l'alcohol, la résine, le sucre, la cire, la graisse, il ne fait pas explosion; mais l'huile d'olive, la térébenthine, le caoutchouc, et principalement le phosphore, le font détoner violemment. Cette combinaison n'étant importante que sous le rapport scientifique, et ses propriétés remarquables pouvant être comprises sans expériences, ce serait une imprudence inexcusable que d'expérimenter avec un corps aussi dangereux. Une explosion a mutilé une main et blessé dangereusement à un œil l'inventeur de de ce corps, M. Dulong, pendant qu'il cherchait à en découvrir les propriétés.

CHLORE ET SOUFRE.

On peut se procurer facilement de petites quantités

de chlorure de soufre au moyen de l'appareil qu'on emploie pour décomposer par le chlore plusieurs combinaisons métalliques. On développe le chlore de la manière décrite ci-dessus; la chaleur qu'on est obligé d'employer à cet effet lui fait entraîner un peu d'acide hydrochlorique et d'eau, dont la majeure partie se dépose dans le récipient *b* (*fig.* 44). De là le gaz passe dans le tube *c* contenant du chlorure de calcium qui absorbe toute l'eau, de manière qu'il arrive entièrement anhydre dans la boule *e*, dans laquelle se trouve la substance qu'on veut unir avec lui. Si cette substance est le soufre, il faut qu'on emploie une légère chaleur; le chlore et le soufre se combinent alors et passent dans la boule *f*. Un filet d'eau maintient cette boule continuellement à une basse température. En ouvrant plus ou moins le robinet *i* on peut augmenter ou diminuer le filet d'eau; le tube *l* sert à conduire l'excès de chlore par la fenêtre à l'extérieur. Il va sans dire qu'avant de commencer l'opération on doit examiner avec soin si l'appareil ne présente pas des fuites. De cette manière on peut se procurer promptement plus d'une once de chlorure de soufre. Mais si l'on veut obtenir en plus grande quantité ce corps ou des combinaisons analogues du chlore, on adapte au tube contenant le chlorure de calcium, un tube recourbé *n* (*fig.* 45) dont l'autre extrémité passe par la tubulure d'une cornue *e* à travers un bouchon fermant hermétiquement. Le col de la cornue s'adapte aussi exactement à l'aide d'un bouchon à la tubulure d'un récipient spacieux; une autre tubulure de ce récipient livre passage au tube *l*, qui sort par la fenêtre. On développe alors le chlore dans un grand matras en verre, ainsi qu'il a été dit ci-dessus. De l'eau tombant

goutte à goutte raffraîchit le récipient *f*. Le chlorure de soufre obtenu de cette manière tient beaucoup de soufre en dissolution, à moins qu'on n'ait employé le chlore en très grand excès; on peut l'en séparer facilement par la distillation. Le chlorure de soufre distillé est un liquide jaune rougeâtre, d'une odeur particulière, désagréable; il entre en ébullition à 138°; dans l'eau il occupe le fond, car sa pesanteur spécifique est de 1,687; le contact de l'eau ne tarde pas à le décomposer, et il se forme de l'acide hydrochlorique, de l'acide sulfureux et du soufre. Tout le chlore se combine avec l'hydrogène de l'eau, dont l'oxigène ne peut que former de l'acide sulfureux avec le quart du soufre; les trois autres quarts du soufre se séparent à l'état solide. On a trouvé que le chlorure de soufre est composé de 100 parties de soufre et de 110 parties de chlore. La densité de sa vapeur est de 4,658; une mesure de chlorure de soufre gazeux contient donc 1/3 de mesure de vapeur de soufre $\left(\frac{6,654}{3} = 2,218\right)$ et une mesure de chlore gazeux (2,44).

Si l'on fait passer pendant long-temps du chlore gazeux au-dessus du chlorure de soufre, on obtient une combinaison brune rougeâtre dans laquelle une même quantité de soufre est unie avec une double dose de chlore. Une distillation bien ménagée la donne presque pure de la première combinaison; elle bout à 60°; sa pesanteur spécifique est de 1,620. La pesanteur spécifique de sa vapeur s'élève à peu près à 3,549, d'après l'expérience. D'où il suit qu'une mesure de cette vapeur contient 1/6 de mesure de soufre et 1 mesure de chlore.

La dissolution du soufre, dans le chlorure de soufre, est accompagnée d'un abaissement de température comme celle d'un sel dans l'eau. Le chlorure de soufre

dissout le soufre et le sélénium, en plus grande quantité à chaud qu'à froid. Le refroidissement d'une dissolution chaude et saturée de soufre, donne ce corps en cristaux très beaux; le sélénium ne se sépare cependant pas en cristaux reconnaissables.

Le sélénium se combine aussi en deux proportions avec le chlore. On obtient ces combinaisons absolument par la même méthode que celles du soufre; celle qui contient la plus grande quantité de chlore est solide et blanche, et forme en décomposant l'eau de l'acide hydrochlorique et de l'acide sélénieux. La combinaison, qui contient moins de chlore, est brune et liquide, et dissout le sélénium.

CHLORE ET PHOSPHORE.

Le chlore et le phosphore s'unissent en deux proportions différentes. On prépare ces combinaisons de la même manière que le chlorure de soufre, à cette exception près qu'on place dans la boule *e* du phosphore desséché préalablement avec soin entre plusieurs doubles de papier joseph. Au commencement on peut chauffer un tant soit peu la boule, la combinaison s'effectue avec dégagement de calorique et de lumière. Si on veut obtenir le chlorure de phosphore le plus riche en phosphore, on chauffe la boule continuellement, afin qu'elle se remplisse de vapeurs de phosphore, et que le chlorure formé soit de suite éliminé; on interrompt l'opération dès que le phosphore a disparu. Veut-on obtenir le chlorure de phosphore contenant la plus grande quantité de chlore possible, on ne chauffe la boule que de temps en temps, pour qu'elle contienne un excès de chlore,

et on entretient le développement de ce gaz jusqu'à ce qu'il ne reste plus de chlorure de phosphore liquide, ni dans la boule *e*, ni dans la boule *f*; à la fin on fait passer le tout dans la boule *f* par voie de distillation. Pour obtenir ces combinaisons en grande quantité on emploie le même appareil que je viens de décrire à l'occasion de la fabrication du chlorure de soufre en grand.

La combinaison blanche, cristalline, que donne un excès de chlore, bout à environ 148°; un peu au-dessous de cette température elle devient liquide, de sorte que ses points de fusion et d'ébullition sont très voisins l'un de l'autre et ne diffèrent que de quelques degrés; chauffée doucement elle s'évapore sans se fondre et se dépose immédiatement à l'état solide sur les parties les plus froides du vase employé. Cette opération, qui permet de l'obtenir facilement à l'état de pureté, se nomme sublimation.

La combinaison liquide tient encore en dissolution du phosphore dont on la sépare facilement par la distillation; elle est parfaitement claire, très fluide, et gagne le fond de l'eau, sa pesanteur spécifique étant de 1,45. Elle bout à 78°.

L'une et l'autre combinaisons se sont décomposées par l'eau qui donne, avec celle qui est solide, de l'hydrogène phosphoré et de l'acide phosphorique, et avec l'autre, de l'acide hydrochlorique et de l'acide phosphoreux; si celle-ci contenait du phosphore en dissolution, ce corps étant insoluble dans l'eau se précipiterait. La pesanteur spécifique de la vapeur de la combinaison liquide est de 4,742; ainsi une mesure de la vapeur de ce chlorure de phosphore résulte de 1/4 de mesure de phosphore $(\frac{4,326}{4} = 1,815)$ et de 1 1/2 mesure de chore (2,44 × 1 1/2

= 3,66). La pesanteur spécifique de la vapeur de la combinaison solide s'élève à peu près à 4,788 d'après l'expérience; une mesure de cette vapeur contient donc 1/6 de mesure de vapeur de phosphore (0,721) et 1 2/3 mesure de chlore gazeux (4,076).

Etant données les quantités de chlore et de phosphore qui entrent dans la composition de la combinaison liquide ou de la combinaison solide, la composition de l'eau étant d'ailleurs aussi connue, il est facile de calculer la composition de l'acide phosphoreux ou de l'acide phosphorique. On a trouvé la composition de l'acide phosphoreux de la manière suivante : l'analyse a démontré que la combinaison liquide est formée de 100 parties de phosphore et de 338,49 parties de chlore. Une mesure de chlore se combine avec une mesure d'hydrogène pour former de l'acide hydrochlorique; et comme l'eau est composée de deux mesures de gaz hydrogène et d'une mesure de gaz oxigène, chaque mesure de chlore qui décompose l'eau, met à nu une demi mesure d'oxigène. La pesanteur spécifique du chlore gazeux s'élève, d'après les déterminations les plus exactes, à 2,44, celle du gaz oxigène à 1,1026; le poids d'une mesure de chlore gazeux est donc à celui d'une demi mesure de gaz oxigène comme 2,44 est à 0,5513 ou comme 1 : 0,22594. Ainsi 338,49, de chlore en se combinant avec l'hydrogène de l'eau qu'elles décomposent, mettent à nu 76,4 (338,49 × 0,22594) d'oxigène. Cette quantité d'oxigène se combine avec les 100 parties de phosphore qui étaient unies au chlore et forme de l'acide phosphoreux.

Réciproquement il est facile de calculer de la même manière la composition de la combinaison solide, sachant que l'eau la transforme en acide hydrochlorique et en

acide phosphorique. L'expérience a démontré que 100 parties en poids de phosphore se combinent avec 127,45 parties d'oxigène; mais

$$0,5514 : 2,44 :: 1 : 4,4265.$$

Ainsi pour que 100 parties de phosphore puissent se combiner avec 127,45 d'oxigène provenant de la décomposition de l'eau, il est nécessaire qu'elles aient été combinées avec 564,1 (127,45 × 4,4265) parties de chlore.

Cet exemple fait voir de quelle manière on a pu facilement déterminer la combinaison du chlore, étant donnée celle de l'oxigène et réciproquement; la détermination de la composition des corps que nous regardons comme la plus exacte, a été faite, tantôt d'après l'une, tantôt d'après l'autre de ces deux méthodes, suivant qu'il a été plus facile d'examiner la combinaison du chlore ou celle de l'oxigène. Dans ce cas sont tous les oxides métalliques qui, étant mis en contact avec de l'acide hydrochlorique, donnent des chlorures métalliques et de l'eau, et toutes les combinaisons du chlore, qui donnent de l'acide hydrochlorique et un degré d'oxidation du corps avec lequel le chlore était uni. Ainsi on dit d'une pareille combinaison du chlore qu'elle correspond au degré d'oxidation dont il s'agit. On dirait que des deux chlorures de phosphore, celui qui est liquide correspond à l'acide phosphoreux et celui qui est solide à l'acide phosphorique.

Une combinaison du chlore, correspondant au dernier degré d'oxidation du phosphore, paraît ne pas exister; car le phosphore mis en contact avec la combinaison liquide s'y dissout en quantité d'autant plus grande que la température est plus élevée et s'en sépare de nouveau, pour ainsi dire en totalité, lors du refroidissement.

CHLORE ET EAU.

Lorsqu'après avoir rempli un matras de chlore gazeux on y verse un peu d'eau, et qu'on abaisse la température jusqu'à 0°, ou bien lorsqu'on fait passer un courant de chlore gazeux à travers de l'eau à 0°, le chlore se combine avec ce liquide et forme une masse cristalline, qu'on peut séparer de l'eau adhérente à l'aide de quelques doubles de papier joseph refroidi. On verse cette masse dans un tube de verre fermé par un bout et un peu recourbé et dont on scelle aussi l'autre extrémité, dès que la masse s'y trouve; car chauffée jusqu'à 4° dans un vase ouvert, la combinaison se décompose déjà en chlore gazeux et en eau. Ces cristaux sont d'une couleur jaune pâle et très fugaces, de sorte qu'à l'instar du camphre ils se subliment d'un endroit du tube de verre à un autre plus froid. Ils ne contiennent qu'environ 28 pour cent de chlore.

Si l'on plonge dans de l'eau à 32° ou 33° l'extrémité du tube de verre *a* (*fig.* 46), qui contient les cristaux, ceux-ci disparaissent, et il se forme deux couches liquides; la couche supérieure ne paraît être qu'une dissolution saturée de chlore dans l'eau, la couche inférieure est du chlore qui s'est séparé à l'état liquide sous forme d'un corps oléagineux d'une couleur foncée. Si on refroidit l'autre extrémité *b* le chlore vient s'y condenser. Si on abaisse de nouveau la température du tube à 21° le chlore et l'eau se combinent de nouveau et reproduisent les premiers cristaux.

Cette substance est un des exemples les plus remarquables de la combinaison d'un corps simple avec un corps composé; elle était l'unique exemple de la com-

binaison d'un corps simple avec l'eau avant la découverte d'une combinaison semblable du brôme avec ce liquide.

BROME.

Le brôme est liquide à la température ordinaire, et solide sous forme d'une masse cristalline, feuilletée entre 18° et 20°; il bout à 47°. Une goutte de brôme qu'on laisse tomber dans un flacon, se mêle de suite à l'état de gaz avec l'air qui y est contenu; la couleur du brôme gazeux est rouge brunâtre. Le brôme liquide en couches minces ou en petites gouttes est d'un rouge hyacinthe (rouge tirant sur le jaune); vu en plus grandes masses, il paraît opaque et noir.

Le brôme liquide est à peu près trois fois aussi pesant que l'eau; la pesanteur spécifique de sa vapeur s'élève à 5,3933 d'après le calcul.

De même que le chlore, le brôme est un poison, et répand une odeur désagréable *sui generis*, dont il a tiré son nom; car ὁ βρῶμος signifie mauvaise odeur. Sous le rapport de l'affinité pour les autres corps le brôme ne le cède guère au chlore et offre des phénomènes tout-à-fait semblables. A l'instar du chlore il décompose à une haute température beaucoup d'oxides métalliques, par exemple, la potasse, la soude et d'autres en s'unissant avec le métal et en chassant l'oxigène. Il ne décompose pas la magnésie et l'alumine; il se combine avec l'antimoine et l'étain en donnant lieu à un dégagement de calorique et de lumière.

Le brôme n'a que peu d'affinité pour l'oxigène. L'a-

cide brômique sera décrit avec les autres acides. Il se combine bien directement, mais non sans difficulté avec l'hydrogène. La lumière du soleil n'opère pas la combinaison des deux gaz, mais bien un fil de fer rouge; néanmoins la combinaison ne se propage pas au-delà de l'endroit où le fil chaud touche le mélange. Il existe plusieurs manières de se procurer cette combinaison indirectement, comme nous le verrons en traitant de l'acide hydrobrômique.

Le brôme détruit les couleurs organiques et se comporte en général comme le chlore à l'égard des matières colorantes.

Le chlore s'unit directement avec le brôme; il en est de même du soufre, du phosphore et du sélénium. Ces combinaisons sont tout-à-fait analogues à celles du chlore avec les mêmes corps, à la seule différence près que l'affinité du brôme pour ces corps est plus faible. C'est ainsi, par exemple, que la simple distillation ne donne pas de combinaison déterminée du soufre avec le brôme. En parlant des métaux, je développerai ce qu'il y a d'intéressant à dire sur les combinaisons de ces corps avec le brôme.

A l'instar du chlore, le brôme s'unit avec l'eau à 0° et donne une combinaison rouge, cristalline, qui n'est pas décomposée à 15°, mais qu'une température plus élevée résout en eau et en brôme. Elle contient 28 pour cent de brôme.

IODE.

A la température ordinaire de l'atmosphère, l'iode est un corps solide qu'on peut facilement obtenir cristallisé, soit en le sublimant lentement ou en le laissant se refroidir quand il est fondu, soit en exposant à l'air sa dissolution dans l'acide hydriodique. L'eau ne dissout que très peu d'iode, pas plus de 1/7000; mais si elle tient en dissolution certains sels, par exemple, de l'hydrochlorate ou du sulfate d'ammoniaque, ou bien de l'acide hydriodique, elle peut en prendre une quantité beaucoup plus considérable. Si on expose à l'air une dissolution d'acide hydriodique dans l'eau, l'oxigène de l'air se combine peu à peu avec l'hydrogène de l'acide hydriodique, et l'iode reste en dissolution dans le liquide, qu'il colore fortement. Durant que la totalité de l'acide hydriodique est ainsi peu à peu décomposée, l'iode dissout se sépare insensiblement du liquide en grands et beaux cristaux. La pesanteur spécifique de l'iode solide est de 4,947. L'iode se fond à 107° et bout entre 175° et 180° en formant une vapeur d'une belle couleur violette, tirant sur le pourpre dont dérive son nom; car τὸ ἴον signifie la violette. La pesanteur spécifique de la vapeur d'iode s'élève d'après le calcul à 8,7011; c'est le plus pesant de tous les gaz connus. Même à la température ordinaire, l'iode exposé à l'air s'évapore insensiblement. L'odeur de l'iode rappelle celle du chlore.

L'iode dissout dans l'eau ne blanchit pas les couleurs végétales. Son action sur les substances organiques n'est

pas si destructive en général que celle du chlore; il se combine même avec quelques-unes, telles que la gomme, l'amidon et le sucre, par exemple. Il colore la peau en brun; mais la couleur se dissipe bientôt. Il colore également en brun, mais d'une manière durable, le papier, le linge et le bois. Sa combinaison avec l'amidon est d'un brun rougeâtre qui paraît noir, si la quantité d'iode est considérable; précipitée de sa dissolution dans la potasse elle a une couleur bleue. Cette couleur peut faire découvrir un à deux millionnièmes d'iode dans un liquide, si on a eu la précaution de décomposer la combinaison de l'iode qu'il contient en l'acidulant avec de l'acide nitrique.

L'iode n'a qu'une faible affinité pour l'oxigène. J'entrerai dans des détails sur l'acide iodique en traitant des acides.

L'iode et le soufre se fondent ensemble à une douce chaleur : chauffés plus fortement l'iode se dégage à l'état de vapeur entraînant un peu de vapeur de soufre et le soufre reste.

L'iode et le phosphore fondus ensemble se combinent avec dégagement de chaleur; cette combinaison étant arrosée d'eau se décompose : l'iode s'empare de l'hydrogène, et le phosphore de l'oxigène de l'eau. Si l'iode est en excès, la portion de ce corps qui est de trop deviendra libre et se dissoudra dans l'acide hydriodique formé; dans le cas contraire il se formera de l'acide phosphorique, de l'acide phosphoreux ou un dépôt de phosphore, suivant qu'on a pris une quantité de phosphore plus ou moins grande.

Si l'on projette de petites quantités d'iode dans un matras plein de chlore gazeux (p. 61), il se forme aussitôt

un corps brun qui, en se combinant avec une plus grande quantité de chlore, se convertit rapidement en une masse solide cristalline. On obtient ces combinaisons en quantités plus grandes en faisant arriver sur l'iode un courant de chlore, au moyen de l'appareil qui a été décrit à l'occasion de la fabrication du chlorure de soufre. Si l'iode est en excès on obtient une combinaison brune. La combinaison saturée de chlore est incolore; le chlore en s'y dissolvant la rend jaunâtre. Elle se dissout vraisemblablement dans l'eau sans la décomposer. Si l'on décompose une pareille dissolution avec de la potasse, il se précipite chaque fois beaucoup d'iode; si donc l'eau avait été décomposée elle devrait tenir en dissolution du chlore et un degré inconnu d'oxidation de l'iode. On obtient aussi la combinaison brune en faisant digérer un excès d'iode dans un mélange d'acide hydrochlorique et d'acide nitrique; une partie de l'oxigène de l'acide nitrique se combine avec l'hydrogène de l'acide hydrochlorique, dont le chlore s'unit avec l'iode et fournit une dissolution brune.

Si on ajoute de l'ammoniaque à cette dissolution, le chlore s'unit avec l'hydrogène et l'iode avec l'azote de ce corps. L'iodure d'azote se précipite sous forme d'une poudre brune, qui, vue en masse, paraît noire. Cette combinaison est aussi dangereuse que le chlorure d'azote; mais comme on peut employer de petites quantités d'iode, par exemple, un grain, et que la combinaison est solide et facilement reconnaissable à sa couleur, on peut aisément se prémunir contre le danger. On doit de suite filtrer le précipité, pendant qu'il est encore humide, déchirer le filtre et le diviser ensuite en petites portions. Desséché, il détonne par le moindre attouchement, quel-

quefois même spontanément. Cette méthode de se procurer l'iodure d'azote est beaucoup plus facile et moins dangereuse que celle qui consiste à arroser l'iode d'ammoniaque; dans cette expérience une partie d'ammoniaque est également décomposée, et il se forme en même temps de l'hydriodate d'ammoniaque et de l'iodure d'azote.

L'iode est un poison violent; en petite dose on l'emploie contre le goître.

Je traiterai de l'extraction du brôme et de l'iode en faisant l'histoire du sodium, avec lequel on les trouve combinés, le premier, dans les eaux de la mer et des sources salées, et le second, dans plusieurs plantes qui croissent sur le bord de la mer.

FLUOR.

En faisant réagir le chlore sur le fluorure d'argent on réussit à la vérité à isoler le fluor; mais ce corps a une telle affinité pour d'autres substances, qu'à peine mis à nu il se combine déjà avec les principes constituans des vases dans lesquels on opère. Si l'on fait passer un courant de chlore sur du fluorure d'argent contenu dans un vase en verre, le fluor devenu libre se combine aussitôt avec le silicium, qui, uni avec l'oxigène, forme un des principes constituans du verre, à savoir, la silice. Si on fait la même opération dans des vases en platine, il se produit de suite du fluorure de platine. Le fluor a une affinité distinguée pour la plupart des corps. On ne connaît pas encore de combinaison du fluor avec le chlore, l'iode, le brôme, le carbone et l'azote; avec le soufre et

le phosphore il forme des combinaisons dont l'existence vient seulement d'être annoncée. Avec l'hydrogène il donne un acide puissant qui sera décrit avec les hydracides; en traitant de chaque métal en particulier je ferai l'histoire des combinaisons du fluor avec les métaux.

CARBONE.

La nature nous offre le carbone parfaitement pur à l'état de diamant; on le trouve dans la Golconde, le Visapour et le Brésil. On le rencontre rarement en octaèdres à faces planes (l'octaèdre est un corps terminé par huit faces semblables (P) (*fig.* 47), dont les côtés sont égaux). Ordinairement il est terminé par un grand nombre de faces courbes qui sont des faces secondaires de l'octaèdre; cependant il peut toujours être clivé selon les faces de l'octaèdre qui ont un éclat particulier très distingué (l'éclat du diamant). La surface des diamans bruts est ordinairement rude. Le diamant est parfaitement incolore, s'il est pur; cependant on le trouve aussi coloré en brun clair, jaunâtre, rose, vert et bleu, quelquefois encore en bleu foncé et en noir; ces couleurs proviennent sans contredit de mélanges avec des corps étrangers. Sa pesanteur spécifique varie entre 3,5 et 3,55.

Le diamant est le plus dur des corps connus, car il les raie tous. On détermine la dureté des corps par leur manière relative de se comporter les uns par rapport aux autres, en prenant pour termes de comparaison certaines substances très propres à cette espèce d'épreuve. Le

carbonate de ehaux ou spath ealeaire est rayé, par exemple, par le spath fluor, le spath fluor l'est par le quartz, le quartz par le diamant. Cette aetion des eorps, dont il s'agit, les uns sur les autres, permet d'en indiquer la dureté. Le quartz raie le verre, le verre raie le spath fluor; le verre est donc plus dur que le spath fluor et plus mou que le quartz. Entre ces trois eorps on peut prendre un plus grand nombre de degrés intermédiaires et évaluer ainsi la dureté d'une manière très approehée; mais il est impossible de la déterminer en nombres. On ne peut pas dire qu'un eorps soit un certain nombre déterminé de fois plus dur qu'un autre. On ne saurait donc supputer la dureté d'un corps comme on calcule son poids, étant donnée sa pesanteur spécifique.

Le diamant ne raie pas seulement le verre, mais il le coupe aussi. Un eorps rayant agit eomme une scie, un eorps coupant comme une hache. La propriété des diamans bruts de couper le verre provient de la courbure des faces seeondaires qui forment leur surfaee, de sorte que l'arète formée par l'intersection de deux faces qui se coupent, n'est pas une ligne droite, mais bien une ligne eourbe. Si l'on trace une ligne en inclinant également vers la plaque de verre les deux faces du diamant qui forment la ligne courbe, et qu'on emploie une légère pression contre une partie quelconque et dans le sens de la ligne, le verre se fend suivant cette direction. Les diamans taillés comme on les obtient ordinairement, ne coupent pas le verre, parce que leurs faces forment des lignes droites; taillés de manière à présenter des arètes courbes ils coupent le verre. Le rubis, le quartz et d'autres substances plus dures que le verre, eoupent aussi le verre, quand on leur a donné, par la taille, des surfaees

courbes analogues à celles du diamant; il n'y a sous ce rapport entre ces substances et le diamant qu'une différence, c'est, qu'étant moins dures, elles s'usent.

Le diamant, ou tout autre charbon, ne se fond à aucune température que l'on puisse produire; bien entendu que l'air n'y doit pas avoir accès. Enveloppé de poudre de charbon ou enfermé dans un espace vide ou plein d'un gaz quelconque privé d'oxigène, le diamant supporte la température la plus élevée sans entrer en fusion. On croyait avoir fondu les pointes de charbons, dont on s'est servi comme conducteurs d'un courant électrique et qu'on a ainsi portés à une très haute température; mais le fait est, que ce prétendu indice de fusion du charbon n'était qu'un peu de cendre de charbon fondue à la surface des pointes. L'infusibilité du charbon fait qu'il présente un aspect si différent en raison des diverses substances organiques dont on l'extrait.

La houille et le bois contiennent du carbone, de l'oxigène et de l'hydrogène. A une température élevée ces deux dernières substances se combinent tant entre elles qu'avec le carbone et forment des composés volatils qui se dégagent.

La houille, qui ne devient pas molle avant d'entrer en fusion, donne un charbon épais, lourd, très différent en apparence du charbon léger et poreux, qu'on obtient du charbon de terre, qui se ramollit à une haute température et qui se boursouffle par suite du développement des gaz. On nomme coak le charbon que donne la houille privée de ses matières volatiles. Le bois ne se fond ni ne se ramollit; le charbon qui reste affecte donc la forme du bois et présente une infinité de pores dûs à l'expulsion des parties volatiles par la chaleur. — Le bois dur laisse un

charbon pesant et à tissu serré; le bois tendre donne un charbon léger et lâche. Chauffé très fortement, le charbon de bois change de propriétés, il se raccornit, devient lourd et épais, et brûle difficilement à l'instar du coak, comme le prouve le charbon qu'on retire quelquefois des hauts fourneaux, et qui a été exposé à la température nécessaire pour fondre le fer.

Les substances animales subissent ordinairement une fusion parfaite à une température élevée; les gaz qui s'échappent font bouillonner la masse, et toute décomposition opérée, il reste un charbon très caverneux.

Si l'on était en état de dissoudre le charbon, de le fondre ou de le sublimer, l'une de ces trois méthodes de faire cristalliser les corps pourrait également fournir le charbon en cristaux et rendre ainsi possible la fabrication du diamant; du reste, cette expérience ne paraît pas, quant à présent, offrir pour la science un intérêt supérieur à celle qui consiste à retirer, d'une dissolution de soufre dans divers menstrues des cristaux de soufre en tout point semblables à ceux qu'on rencontre dans la nature. D'ailleurs, il existe un moyen pour dissoudre le charbon : si l'on met un excès de charbon en contact avec de la fonte de fer fondue, une partie du charbon s'y dissout et s'en sépare de nouveau par le refroidissement, sous forme de cristaux feuilletés grands et beaux. Le charbon ainsi cristallisé, se nomme graphite; il est parfaitement opaque, doux au toucher, doué d'un éclat métallique et d'une pesanteur spécifique d'environ 2,5. C'est la même substance qu'on trouve dans le terrain primitif, et par conséquent dans les parties de l'écorce du globe, qui étaient jadis fluides à la faveur d'une haute température. On rencontre le graphite le plus pur dans le Borrowdale;

on en fabrique les crayons. Outre cette substance, la nature nous offre encore un charbon presque pur, qui brûle sans flamme et sans odeur, qu'on nomme anthracite, et qui ressemble beaucoup à la houille. Je parlerai du noir de fumée en traitant de la combustion des corps dans l'air.

Nous savons d'ailleurs déjà que deux corps, tels que le diamant et le graphite, peuvent différer par leurs propriétés extérieures sans cesser d'être identiquement les mêmes sous le rapport chimique. Car lors de nos recherches sur le soufre nous avons vu que ce corps chauffé au-delà de 160°, et versé dans l'eau froide, forme une masse brune et visqueuse, qui ne ressemble aucunement au soufre jaune et cassant que donne un refroidissement lent.

Le charbon de bois qu'on brûle dans l'air atmosphérique disparaît complétement en ne laissant qu'un peu de cendre, due à la présence de matières étrangères. Cette combustion est plus rapide dans le gaz oxigène; on peut faire l'expérience dans une cloche ou dans un flacon (*fig.* 48) en fixant le charbon sur l'extrémité d'un fil de fer recourbé en bas. Aussitôt qu'on y introduit le charbon incandescent, il commence à brûler avec énergie en s'entourant d'une petite flamme; celle-ci provient de ce qu'au point de contact du charbon avec l'oxigène il se forme d'abord le degré inférieur d'oxidation du carbone, l'oxide de carbone, qui en s'unissant avec une nouvelle dose de gaz oxigène, donne de l'acide carbonique. Le charbon disparaît, et les gaz restent parfaitement incolores dans la cloche. Les charbons légers brûlent, comme ceux du bois, dans l'air atmosphérique; la combustion des charbons plus épais, par

exemple, du coak lourd ne s'effectue au contraire qu'à l'aide d'une machine soufflante ou de tout autre moyen. Le graphite et le diamant ne brûlent pas non plus, lorsqu'étant allumés on les expose à l'air atmosphérique; dans le gaz oxigène ils se consument au contraire sans laisser de résidu. Pour brûler le diamant dans le gaz oxigène on remplit un flacon de ce gaz sur le gazomètre comme à l'ordinaire (p. 11), et après avoir fixé le diamant avec un peu de gypse sur un bout de tuyau de pipe de terre *a* (*fig.* 49), on implante dans ce tuyau l'extrémité d'un fil de fer recourbé en bas; on chauffe le diamant dans la flamme d'une lampe à esprit de vin alimentée par un courant de gaz oxigène, comme nous avons opéré la fusion du platine (p.12), et dès qu'il est allumé, on l'introduit très promptement dans le flacon contenant le gaz oxigène; il continue alors de brûler et disparaît complétement. Si on verse de l'eau de chaux (une dissolution de chaux dans l'eau) en quantité suffisante dans le flacon, on obtient un précipité blanc abondant, formé de carbonate de chaux; l'acide carbonique est le résultat de la combinaison de l'oxigène avec le diamant.

Le carbone et l'oxigène formant ensemble un corps gazeux, il s'élève la question de savoir, si dans cette combinaison le gaz oxigène a augmenté ou diminué de volume, ou bien, si son volume est resté le même? Une expérience due à Davy résout cette question d'une manière sans réplique. Au col d'un ballon en verre (*fig.* 50) on adapte une allonge à laquelle est fixé intérieurement un fil de fer portant une petite corbeille en fil de platine *a*, dans laquelle se trouvent quelques diamans. Cette allonge est munie d'un robinet qu'on visse sur une pompe pneumatique. Après avoir fait le vide dans le

ballon et fermé le robinet, on le visse sur une cloche pleine de gaz oxigène. Cela fait, on ouvre de nouveau le robinet pour remplir le ballon de gaz oxigène et on le referme ensuite. A l'aide d'un verre ardent on allume le diamant qui continue de brûler dans le gaz oxigène. On laisse alors reprendre au ballon la température qu'il avait au commencement de l'expérience. Dès qu'on ouvre maintenant le robinet, après y avoir vissé un tube de verre susceptible de plonger jusqu'en *b* dans le mercùre, ce métal s'élèvera et montera dans le ballon, si le gaz oxigène s'est contracté en s'unissant avec le carbone; il sera refoulé dans le tube de verre, s'il s'est dilaté. Or, aucun des deux cas n'a lieu. Il résulte donc de cette expérience, que l'acide carbonique provenant de la combinaison du carbone avec l'oxigène occupe exactement le même volume que le gaz oxigène dont il est formé. Connaissant donc la pesanteur spécifique de l'acide carbonique, on n'a qu'à en défalquer celle de l'oxigène pour déterminer la quantité de carbone qui s'y est combinée.

Pesanteur spécifique de l'acide carbonique	=	1,5245
id. du gaz oxigène	=	1,1026
		0,4219

Ainsi 0,4219 : 1,1026 : : 100 : 261,34
ou 1,5245 : 1,1026 : : 100 : 72,325.

100 parties en poids de carbone s'unissent donc à 261,34 parties d'oxigène pour former de l'acide carbonique, et 100 parties d'acide carbonique renferment 72,325 p. d'oxigène sur 27,675 de carbone.

Lorsqu'on considère la composition de diverses combinaisons carbonifères, il est très commode de connaître le volume de la vapeur de carbone; mais le carbone ne

se volatilisant à aucune température, le poids de sa vapeur ne saurait être déterminé qu'hypothétiquement. Dans l'acide carbonique le carbone peut être uni avec deux volumes ou bien aussi avec un volume de gaz oxigène. Laquelle de ses deux hypothèses est la plus probable? C'est ce que peut faire connaître la considération de deux substances gazeuses qui, en s'unissant entr'elles, forment un corps également gazeux. Or, on trouve que, si une mesure d'un gaz s'unit avec une mesure d'un autre gaz, le volume ne subit aucune contraction; ainsi deux mesures d'oxide d'azote résultent de l'union d'une mesure de gaz azote avec une mesure de gaz oxigène, une mesure de chlore gazeux et une mesure de gaz hydrogène donnent deux mesures de gaz acide hydrochlorique; au contraire, une mesure d'oxidule d'azote est formée d'une mesure de gaz azote et d'une demi mesure de gaz oxigène, et une mesure de gaz hydrogène donne une mesure de vapeur d'eau en se combinant avec une demi mesure de gaz oxigène. Cela posé, une mesure de gaz oxigène unie avec le carbone forme une mesure d'acide carbonique, et une mesure de gaz oxide de carbone exige une demi mesure de gaz oxigène pour se changer en une mesure d'acide carbonique; une mesure de gaz oxide de carbone contient donc une demi mesure de gaz oxigène. Si donc la composition de l'acide carbonique est analogue à celle du gaz oxidule d'azote ou à celle de la vapeur d'eau, et que le gaz oxide de carbone soit formé comme le gaz oxide d'azote, l'acide carbonique contiendra une mesure et le gaz oxide de carbone une demi mesure de vapeur de carbone, et la pesanteur spécifique de cette vapeur s'élèvera à 0,8438.

Outre l'acide carbonique et le gaz oxide de carbone,

il y a encore trois autres combinaisons du carbone avec l'oxigène, savoir : l'acide oxalique, qu'on extrait de plusieurs plantes dans lesquelles il se forme naturellement, ou qu'on obtient par l'oxidation de substances organiques; l'acide mellitique et l'acide crotonique. Ces combinaisons seront décrites avec les acides.

Le carbone surpasse pour ainsi dire tous les autres corps en affinité pour l'oxigène à une haute température, et comme il est infusible, qu'on peut aisément s'en débarrasser par la combustion, et que ses combinaisons avec l'oxigène s'échappent à l'état de gaz, ce corps est plus propre qu'aucune autre substance à opérer la réduction des oxides métalliques, c'est-à-dire, à leur enlever l'oxigène et à en reproduire le métal avec les propriétés qui le caractérisent.

Le charbon jouit de deux propriétés fort intéressantes : celle de s'emparer de différentes substances organiques dissoutes, de clarifier, par exemple, parfaitement des dissolutions colorées : et celle de condenser les corps gazeux, d'absorber, par exemple, trente cinq fois son volume de gaz acide carbonique quand on l'y plonge. Le charbon, étant le plus poreux des corps, présente ces deux propriétés au suprême degré. Cependant d'autres corps en jouissent aussi, et elles offrent en général le meilleur moyen de se faire une idée juste de la manière dont les corps solides, liquides et aériformes se comportent les uns à l'égard des autres; c'est pour cette raison que j'ai préféré de ne développer ces propriétés des corps poreux qu'avec celles de l'eau.

CARBONE ET AZOTE. — CYANOGÈNE.

La plupart des substances animales renferment de l'a-

zote uni avec du carbone, de l'hydrogène et de l'oxigène. En faisant fondre ces substances avec du fer et du carbonate de potasse on gagne le cyanure double de potassium et de fer, qui sert à fabriquer le cyanure de mercure, ainsi que nous le verrons en traitant du fer et du mercure.

Le cyanure de mercure sec, chauffé de la même manière que l'oxide de mercure (*p.* 3), se décompose comme celui-ci en mercure métallique et en un corps gazeux, formé de carbone et d'azote et auquel on a imposé le nom de cyanogène; en même temps une petite portion de cette combinaison se décompose, ce qui met à nu un peu de charbon; en outre il se sublime un peu de cyanure de mercure non décomposé. A la température ordinaire le cyanogène est un gaz incolore, qui se distingue par une odeur particulière et piquante. On peut liquéfier ce gaz par la pression aidée du froid. Lorsqu'après avoir introduit du cyanure de mercure dans un tube de verre recourbé et fermé par un bout *a* (*fig.* 46), on en scelle aussi l'autre extrémité, et qu'on plonge celle-ci dans de l'eau froide en même temps qu'on chauffe le cyanure de mercure, il se rassemble une couche de cyanogène liquide en *b*, dès-qu'il s'est décomposé assez de cyanure de mercure pour remplir de cyanogène environ quatre fois la capacité du tube supposé ouvert. Car le cyanogène gazeux commence à prendre l'état liquide sous une pression capable de diminuer des trois quarts environ son volume primitif. Une température basse produit le même effet; à —18° le cyanogène gazeux se transforme en un liquide incolore d'une densité de 0,9. L'eau dissout 4 1/2 fois, et l'alcool 23 fois son volume de cyanogène gazeux.

Si l'on fait passer un courant de cyanogène gazeux à travers un tube de verre, dans lequel on maintient au rouge la température d'un oxide métallique, tel que l'oxide de cuivre, et qu'on examine les gaz qui en résultent et qu'il est facile de recueillir, on trouve qu'ils renferment deux volumes d'acide carbonique sur un volume d'azote. Pour faire cette analyse on introduit dans le mélange des deux gaz un petit fragment de potasse, qui a la propriété d'absorber tout l'acide carbonique sans toucher à l'azote. Le cyanogène est donc formé d'une mesure de vapeur de carbone, dont la pesanteur spécifique est de 0,8438, et d'une mesure d'azote qui pèse 0,976. La pesée ayant fixé la pesanteur spécifique du cyanogène gazeux à 1,8604, il s'ensuit que les deux volumes des gaz qui entrent dans sa composition se sont condensés en un seul.

Le grand nombre des combinaisons qu'il forme rangent le cyanogène parmi les substances les plus importantes. Il se combine directement avec quelques métaux, par exemple, avec le potassium, qui y brûle comme dans le gaz oxigène et forme du cyanure de potassium; il peut être uni à d'autres métaux par la voie humide. Ces combinaisons du cyanogène se combinent de nouveau entr'elles et donnent des composés, qui peuvent être comparés aux sels ordinaires résultant de l'union des combinaisons oxigénées. Le cyanure de fer, par exemple, se combine avec les cyanures de potassium, de calcium, de plomb et ainsi de suite dans des proportions déterminées, et forme des composés cristallisables, ou insolubles dans l'eau; et à l'instar du cyanure de fer, les cyanures de zinc, de cuivre, de nickel, et même d'or et de platine donnent avec d'autres cyanures mé-

talliques des combinaisons analogues, cristallisables, ou insolubles dans l'eau. Comme le cyanogène joue ainsi dans ces combinaisons un rôle analogue à ceux de l'oxigène et du soufre, on a dû lui donner un nom particulier, quoiqu'il soit formé de carbone et d'azote, afin de pouvoir désigner ses combinaisons d'une manière plus commode. Ce nom (κυανος signifie bleu) est dérivé du bleu de Prusse, dans lequel le cyanogène est uni avec le fer.

Le cyanogène forme avec l'oxigène deux acides qui, quoique composés de la même manière, se distinguent par des propriétés différentes. Avec l'hydrogène il forme l'acide prussique. On ne peut pas isoler les combinaisons du cyanogène avec le soufre et le sélénium; on ne les obtient que combinées avec l'hydrogène ou avec des métaux. La description plus détaillée de ces corps figurera au chapitre des acides.

On obtient le chlorure du cyanogène en exposant pendant un demi jour dans l'obscurité un flacon d'un litre rempli de chlore et contenant 8 grammes de cyanure de mercure broyé et humecté; gazeux à la température ordinaire, ce corps se liquéfie à —12° et se solidifie en se cristallisant à —15°. Le gaz est sans couleur et d'une odeur désagréable. L'alcool en absorbe 100 fois et l'eau 25 fois son volume. Il ne se décompose pas dans l'eau : l'ébullition l'en chasse sans altération. Une toute autre substance se forme, quand on expose à la lumière du soleil une dissolution aqueuse et concentrée de cyanure de mercure dans un flacon rempli de chlore; elle est jaune et oléagineuse. Les décompositions qu'elle éprouve, ainsi que sa composition, n'ont pas encore été suffisamment déterminées.

Une troisième combinaison du cyanogène avec le

chlore prend naissance, lorsqu'on met au soleil un gramme d'acide hydrocyanique (prussique) anhydre contenu dans un flacon d'un litre plein de chlore gazeux desséché (*p.* 61); il se forme de l'acide hydrochlorique, et il se dépose sur les parois du flacon une substance insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans l'éther, et précipitable de ces dissolutions par l'eau. Bouillie avec l'eau, elle se décompose; fusible à 140°, elle entre en ébullition à 190°. Sa pesanteur spécifique est de 1,32. Il paraît que cette combinaison aussi bien que le chlorure de cyanogène gazeux résulte de l'union d'une mesure de cyanogène gazeux avec une mesure de chlore gazeux; le grand danger auquel on s'expose en faisant des expériences avec des corps aussi vénéneux, a empêché jusqu'ici les chimistes de les examiner avec soin, malgré l'intérêt qu'ils semblent inspirer.

Le brômure de cyanogène se forme, quand on distille deux parties de cyanure de mercure avec une partie de brôme dans une cornue refroidie artificiellement. A 15° il est gazeux; refroidi au-dessous de cette température il se prend en cristaux incolores. Il est soluble dans l'alcool; les bases puissantes le décomposent comme le chlorure de cyanogène. Il est formé d'une mesure de cyanogène et d'une mesure de brôme. C'est peut-être la même combinaison qu'on obtient facilement et sans danger en versant du brôme et une dissolution d'acide hydrochlorique dans un tube de verre contenant du cyanure de mercure arrosé d'eau; si le liquide se colore en rouge, on doit ajouter encore un peu de cyanure de mercure et d'acide hydrochlorique, et maintenir le tube très froid durant la réaction des substances. Si, après avoir scellé la pointe *b* (*fig.* 52),

afin d'éviter la sortie des vapeurs délétères, on plonge le bout *a* dans de l'eau chaude, il se dépose aussitôt des cristaux sur les parties supérieures du tube de verre.

On obtient l'iodure de cyanogène en chauffant doucement du cyanure de mercure ou du cyanure d'argent avec de l'iode; il se forme un iodure métallique et un iodure de cyanogène qui se sublime en aiguilles fines et tendres. On se le procure très facilement en moindres quantités en arrosant d'un peu d'eau du cyanure de mercure contenu dans un tube de verre scellé par un bout, et en chauffant l'eau jusqu'à l'ébullition, après y avoir ajouté de l'iode; les cristaux se déposent alors à la partie supérieure du tube. Il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, et résulte de la combinaison d'une mesure de vapeur d'iode avec une mesure de cyanogène gazeux.

Le cyanogène et quelques-unes de ses combinaisons donnent, en se décomposant, une combinaison formée d'azote et de carbone et qui n'a pas encore été examinée avec soin; on l'obtient très facilement en faisant passer un courant de cyanogène à travers l'ammoniaque, ou bien, en laissant séjourner pendant quelque temps dans un flacon fermé une dissolution saturée de cyanogène dans l'alcool. Facilement soluble dans les alcalis, il a une couleur d'un noir brunâtre.

La carbonisation de diverses substances animales tels que le sang, le blanc d'œuf, la peau, etc., fournit un charbon azoté, conséquemment une combinaison de carbone et d'azote plus riche en carbone que le cyanogène et qui n'a pas encore été suffisamment examinée.

CARBONE HYDROGÈNE ET OXIGÈNE.

Les combinaisons du carbone avec l'oxigène et l'hydrogène sont très nombreuses. Quelques-unes se trouvent toutes formées dans les animaux et dans les végétaux, d'autres sont le résultat des transformations chimiques que l'on fait subir à ces combinaisons naturelles; les unes n'ont que peu ou point de liaison avec les autres substances, les autres ont avec elles les rapports les plus variés. Conformément au plan de cet ouvrage, je ferai d'abord l'histoire de ces dernières en me bornant aux plus importantes, afin que le lecteur ait appris à connaître les faits sur lesquels je m'appuierai fréquemment par la suite; je décrirai les autres, soit avec les acides, soit à la suite des métaux, et je traiterai dans la chimie animale celles de ces combinaisons, qui sont particulièrement importantes comme alimens.

Lorsqu'on mêle ces substances avec un excès d'oxide de cuivre, ou lorsqu'étant gazeuses ou liquides et très volatiles on les fait passer par un tube rempli d'oxide de cuivre, et que l'on porte au rouge la température de cet oxide, le carbone et l'hydrogène se combineront avec assez d'oxigène pour se transformer, le premier, en acide carbonique et le second, en eau. Si on met le tube renfermant l'oxide de cuivre en communication avec un tube plein de chlorure de calcium et adapté à un autre tube contenant une dissolution de potasse, l'eau se condensera dans celui-là, et l'acide carbonique dans celui-ci. Les poids dont ces tubes s'accroissent font connaître les quantités d'eau et d'acide carbonique formées; or, j'a

déjà déterminé la composition de ces corps (*p*.29 et 86). On connaîtra donc ainsi la teneur de la substance employée en hydrogène et en carbone. En la soustrayant du poids du corps en question on trouvera aussi la quantité d'oxigène qu'il contient. Si la substance employée contient de l'azote on adapte au tube contenant la dissolution de potasse un autre tube engagé sous une cloche graduée dans laquelle on recueille l'azote, qui se dégage à l'état de pureté. Je reviendrai plus tard sur la manière de faire cette expérience rigoureusement.

I. ALCOOL.

La propriété enivrante du vin, de l'eau-de-vie, de la bierre et de plusieurs autres boissons est due à une substance chimique que la distillation peut séparer de l'eau contenue dans ces boissons. Cette substance se nomme alcool. Si l'on distille, par exemple, de la bière forte dans une cornue munie de son récipient (*fig*. 35) jusqu'à ce qu'un dixième du liquide ait passé, et qu'on ajoute au liquide recueilli un sel, par exemple, du carbonate de potasse sec, qui soit insoluble dans l'alcool mais soluble dans l'eau, afin de priver d'eau l'alcool aqueux, le liquide se séparera en deux couches dont l'une, la plus légère, celle qui surnage, est de l'alcool, et dont l'autre est une dissolution du sel employé dans l'eau. A l'aide de cette méthode on peut facilement démontrer la présence de l'alcool dans des boissons, et en déterminer la quantité. Je ferai voir tantôt comment la fermentation engendre l'alcool; mais je ne développerai que plus tard, au chapitre de la fabrication des boissons, la manière

dont on se le procure au degré de pureté dans lequel on le rencontre dans le commerce. L'alcool le plus pur que le commerce nous offre contient encore dix pour cent d'eau, qu'on n'en peut séparer qu'en y ajoutant une substance avec laquelle elle puisse se combiner chimiquement. Le chlorure de calcium, dépouillé préalablement par la fusion de toute l'eau qu'il contient, remplit le mieux ce but. On le pulvérise grossièrement et on l'introduit dans le vase, où l'on se propose de faire la distillation, avec un poids égal au sien d'alcool aqueux contenant 90 pour cent d'alcool anhydre. Après avoir laissé les substances réagir pendant quelque temps l'une sur l'autre, on commence la distillation dans un matras muni d'un appareil réfrigérant semblable à celui que je décrirai en parlant de la préparation de l'éther, ou bien dans une cornue armée d'une allonge à l'instar de l'appareil qui sert à la fabrication de l'acide nitrique, suivant qu'on veut opérer en petit ou en grand; on ne distille que la moitié de l'alcool employé. L'alcool anhydre a une pesanteur spécifique de 0,7947 à 15°; mais si l'alcool distillé est plus pesant, il faut le distiller de nouveau sur du chlorure de calcium. On obtient d'une manière très commode de plus grandes quantités d'alcool anhydre, en versant l'alcool le plus concentré du commerce sur une certaine quantité de chaux vive contenue dans un alambic. La chaux s'éteint en se combinant avec l'eau de l'alcool et la chaleur qui en résulte suffit pour opérer la distillation de l'alcool anhydre. L'alcool anhydre porte vulgairement le nom d'alcool absolu.

Il est incolore et plus fluide que l'eau; sous la pression moyenne de l'atmosphère il bout à 78,11. La pesanteur spécifique de sa vapeur a été trouvée égale à 1,6133.

Refroidi même jusqu'à 59°, il ne se solidifie pas encore. L'expérience a démontré que sur 100 parties en poids il contient

52,65 parties de carbone,
12,90 — d'hydrogène,
34,45 — d'oxigène.

Si à l'aide de ces données on calcule la pesanteur spécifique de la vapeur d'alcool et sa composition en volumes, on trouve que

1 mesure de vapeur d'alcool = 1,6015 est formée de { 1 m. de vapeur de carbone = 0,8438
3 m. de gaz hydrogène = 0,2064 $3 \times 0,0688$
1/2 m. de gaz oxigène = 0,5513 = $\frac{1,1026}{2}$

Exposé à l'air libre, il en attire l'humidité; si on le mêle avec l'eau, la température s'élève et les liquides se contractent. Il en résulte que l'alcool et l'eau s'attirent mutuellement; il n'est pas encore décidé que cette attraction doive être attribuée à une affinité chimique, ou à une simple dissolution des deux liquides l'un dans l'autre. L'eau et l'alcool peuvent être mêlés ensemble en toute proportion. L'eau-de-vie est un pareil mélange; sa valeur dépend de la quantité d'alcool qu'elle contient. L'alcool étant plus léger que l'eau, la pesanteur spécifique du liquide permet de déterminer sa richesse en alcool. Comme cependant la condensation que la mixtion fait éprouver à l'alcool et à l'eau, ainsi que la dilatation provenant de la chaleur, développée dans le même moment, rendent très compliquée l'évaluation de la teneur en alcool, par exemple, de l'eau-de-vie, à l'aide de la pesanteur spécifique, je reviendrai avec détail sur ce sujet dans la division, où je traiterai de l'analyse chimique.

L'alcool se combine de la même manière que l'eau,

avec diverses substances, avec les sels en particulier, par exemple, avec le chlorure de calcium, le nitrate de chaux. Beaucoup de substances insolubles dans l'eau se dissolvent dans l'alcool, telles sont, par exemple, les résines; d'autres, qui se dissolvent dans l'eau, sont insolubles dans l'alcool. Sous ce rapport l'alcool offre un moyen important pour séparer certaines substances des mélanges qui les contiennent, et pour les obtenir à l'état de pureté et sous forme de cristaux. L'histoire de ces propriétés de l'alcool ne saurait être placée mieux qu'à côté des substances qui en exigent l'emploi.

L'action que l'alcool exerce sur d'autres substances, par exemple, sur l'oxigène de l'air avec lequel il forme de l'acide acétique à une basse température, ou de l'acide carbonique et de l'eau par la combustion, son action sur différens acides sous l'influence desquels se forment les diverses espèces d'éther, son action sur le chlore, d'où il résulte plusieurs combinaisons particulières, enfin son action sur beaucoup d'autres substances, rendent ce corps tellement important que nous aurons à y revenir maintefois, et qu'il serait même hors de propos d'énumérer ici tous les cas particuliers dans lesquels il devra fixer notre attention.

Pris en petite quantité, l'alcool dispose à la gaîté; en plus grande quantité il enivre. L'action de l'alcool étendu d'eau sur l'organisme augmente dans un rapport croissant avec son degré de concentration. L'alcool anhydre étant avalé, tue, en grande partie, parce qu'il s'empare de l'eau des organes avec une telle force que ceux-ci meurent. La sensation de brûlure que l'alcool concentré produit sur la langue est due également à l'affinité de ce corps pour l'eau.

II. Éther.

L'éther est incolore, très fluide à la température ordinaire, d'une odeur et d'une saveur particulières. Sa pesanteur spécifique est de 0,724 à 12° 5. Vers —35° il commence à se cristalliser en feuillettes, et vers —44° il forme une masse solide, blanche et cristalline; sous la pression moyenne de l'atmosphère il bout à 35° 1/2. La pesanteur spécifique de sa vapeur a été trouvée égale à 2,586. Un examen rigoureux a démontré que sur 100 parties en poids il contient

65,31	parties de	carbone,
13,33	—	d'hydrogène,
21,36	—	d'oxigène.

Ces quantités étant converties en volumes par le calcul, on trouve, que

1 mesure de vapeur d'éther = 2,586 = { 2 mes. de vap. de carbone = 2 × 0,8438 = 1,6876; 5 — de gaz hydrogène = 5 × 0,0688 = 0,3440; 1/2 — de gaz oxigène = $\frac{1,1026}{2}$ = 0,5513 }

2,5829

L'observation s'accorde donc avec le calcul aussi bien que la détermination la plus soignée permet de l'attendre.

L'éther se forme par la décomposition de l'alcool sous l'influence de plusieurs acides. La comparaison de la composition de l'éther avec celle de l'alcool fait voir, qu'on obtient une mesure de vapeur d'éther en retranchant de deux mesures d'alcool une mesure de gaz hydrogène et une demi mesure de gaz oxigène, ou bien une mesure de vapeur d'eau.

2 mes. de vap. d'alcool = 2 m. de vap. de carb., 6 m. de g. hydr., 1 m. de g. oxig.
— 1 — 1/2

1 mes. de vap. d'éther = 2 m. de vap. de carb., 5 m. de g. hydr., 1/2 m. de g. oxig.
2 mes. de vap. d'alcool = 2 × 1,6015 — — = 3,2030
(1 m. de gaz hydrog. = 0,0688) + (1/2 m. de g. oxig. = $\frac{1,1026}{2}$) = 0,6201

1 mes. de vap. d'éther — — — = 2,5829

Ainsi, 100 parties en poids d'alcool donnent 80,64 parties d'éther et 19,36 parties d'eau.

La décomposition de l'alcool en éther et en eau, n'est pas seulement importante, parce qu'elle nous fournit l'éther, mais principalement parce qu'elle offre un exemple d'une décomposition chimique particulière, qu'aucune autre substance ne permet de suivre aussi bien, et qui a lieu lors de la formation de quelques corps importans, tels que l'alcool lui-même, par exemple.

La meilleure méthode pour étudier la formation de l'éther consiste à employer un matras *a* (*fig.* 53), placé au-dessus d'une lampe et fermé par un bouchon de liége percé de trois trous; on adapte à l'un de ces trous un thermomètre *b*, pour observer la température du liquide; on fait passer par l'autre trou un tube muni d'un entonnoir *c*, pour faire tomber continuellement goutte à goutte de l'alcool du vase *d* dans le matras; le troisième trou contient un tube par lequel s'échappent les substances qui se volatilisent. L'une des extrémités du tube qui passe dans le matras doit être taillée obliquement, afin que le liquide condensé dans la partie verticale jusqu'au genou, puisse couler dans le matras, comme l'indique la figure 52, et que rien ne soit entraîné mécaniquement. L'autre extrémité de ce tube, qui sera mince et long, s'adapte à l'aide d'un bouchon à un tube de verre plus étendu *i*, qui sert à refroidir les combinaisons volatili-

sées. Le tube *i* passe par un cylindre *g*, rempli d'eau, dont le fond est percé et dans lequel il se trouve fixé hermétiquement, au moyen d'un bouchon de liége; l'extrémité supérieure du tube s'élève un peu au-dessus de l'eau; l'inférieure passe par le cylindre jusqu'au fond du grand flacon *r*, qui sert à recueillir les substances distillées. Il est nécessaire que le support, sur lequel le cylindre se trouve placé, ait le double de la hauteur de ce flacon, pour qu'on puisse facilement enlever celui-ci, lorsqu'il est rempli. On place le flacon sur de petites planchettes, qu'on élève de manière que le tube puisse s'approcher du fond. Au fur et à mesure que le liquide augmente dans le flacon, on enlève de temps en temps une planchette. On place dans le cylindre *g* un tube *o*, muni d'un entonnoir, par lequel on fait couler de l'eau froide du vase *m*; cette eau, en passant au fond, fait monter celle qui se trouve dans la partie supérieure du cylindre, et la pousse à travers un tube dans le vase *v*. L'eau froide, en rencontrant le courant des substances volatiles, refroidit si complétement ces substances, que la distillation des matières les plus volatiles, par exemple, celle de l'éther ou celle du sulfure de carbone, se fait pour ainsi dire sans perte. On peut augmenter ou diminuer l'écoulement de l'eau froide en ouvrant plus ou moins le robinet du vase *m*.

Pour transvaser des substances volatiles, on ferme l'un des vases par un bouchon de liége muni d'un tube large et long (*fig.* 54), et qui n'entre que peu dans le bouchon. On introduit ce tube dans l'autre vase, et en pressant le col de celui-ci entre le bouchon, on tourne rapidement les deux vases.

Lorsqu'on veut purifier par la distillation des sub-

stances volatiles, par exemple, l'éther brut, on l'introduit de la manière précitée, dans un matras *o* (*fig.* 55), qu'on place dans une capsule remplie d'eau, au fond de laquelle se trouve un triangle en fer pour empêcher le contact du matras avec la capsule, ce qui causerait des chocs. On ferme aussitôt le matras par le tube qui communique avec l'appareil réfrigérant. Veut-on observer la température pendant la distillation? on perce un trou dans le bouchon et l'on y fait entrer un thermomètre. La capsule s'échauffe au-dessus de la lampe à esprit-de-vin.

On verse d'abord dans le matras *a* (*fig.* 53), de l'alcool anhydre et ensuite l'acide sulfurique étendu, en communiquant à l'alcool un mouvement de rotation pour prévenir l'accumulation d'une trop grande chaleur sur des points isolés; la température s'élève à 120°. A 100 parties d'acide sulfurique contenant déjà 18,5 parties d'eau on ajoute encore 20 parties d'eau, ainsi un peu plus qu'il n'y en a déjà, et sur 100 parties d'acide sulfurique concentré, l'on prend 50 parties d'alcool anhydre. On continue à chauffer le liquide jusqu'à ce que son point d'ébullition soit à 140°; et l'on indique par des marques sur deux côtés opposés du matras la hauteur qu'il y atteint. On laisse alors arriver l'alcool du vase *d*, en réglant le courant de manière que le point d'ébullition du liquide ne subisse pas de variation : on diminue l'écoulement, lorsque la température descend au-dessous de 140°; on l'augmente, à mesure que la température s'élève. Lorsqu'après avoir pris 6 onces d'acide sulfurique, 1 1/5 onces d'eau et 3 onces d'alcool, on détermine la densité chaque fois que 2 onces de liquide se seront distillées, on trouvera pour celle des deux premières 0,780, pour celle des deux suivantes 0,788, et pour

celles des autres des nombres de plus en plus grands, et s'approchant ainsi insensiblement du maximum 0,798, qu'atteindra ordinairement déjà la 9e ou la 10e once et qui depuis lors restera constant; cette moindre pesanteur spécifique des premières onces provient de ce que l'acide sulfurique absorbe encore un peu d'eau. La pesanteur spécifique constante est à peu près exactement celle de l'alcool employé. En s'y prenant de cette manière on peut transformer en éther autant d'alcool qu'on veut, l'acide sulfurique ne subissant pas d'altération et sa quantité restant la même, sauf le peu que les vapeurs d'éther entraînent, ou que les substances étrangères mêlées à l'alcool décomposent.

Le liquide distillé forme deux couches : la couche supérieure est de l'éther tenant en dissolution un peu d'alcool et d'eau, la couche inférieure contient de l'eau unie avec de l'alcool et un peu d'éther; son poids est absolument le même que celui de l'alcool employé, si l'on empêche soigneusement que rien ne se dissipe dans l'air. Lorsqu'on verse le liquide dans un matras et qu'on lui fait subir une distillation au bain d'eau, comme il a été dit précédemment, la température pourra s'élever jusqu'à 80°, et il restera de l'alcool aqueux, dont on évaluera le degré de force par la pesanteur spécifique; afin de lui enlever l'alcool, on ajoute une petite quantité d'eau à l'éther obtenu et on en détermine la densité; on distille de nouveau et l'on détermine de même la valeur alcoolique du liquide restant. L'examen d'une assez grande quantité du liquide distillé a fourni :

65 d'éther,
18 d'alcool,
17 d'eau.

La composition de l'appareil fait voir que, lorsqu'on laisse affluer beaucoup d'alcool à la fois, des vapeurs d'alcool passent sans se mettre en contact avec l'acide sulfurique, et que réciproquement une portion de l'alcool contenu dans la liqueur se décompose, lorsqu'on en laisse arriver goutte à goutte une quantité inférieure à celle qui s'échappe en vapeurs : ainsi, dans le premier cas, le liquide distillé contiendra plus d'alcool, et dans le second plus d'éther. En comparant les résultats de l'analyse avec ceux des calculs rapportés plus haut, on devrait obtenir 15,4 d'eau sur 65 d'éther; on ne peut pas s'attendre à une plus grande concordance, vu qu'il est impossible d'éviter la perte d'une petite quantité d'éther et que l'analyse ne saurait donner qu'un résultat approximatif. De bons fabricans gagnent 60 parties d'éther d'une densité de 0,727, pour 100 parties d'alcool aqueux ne contenant que 76 parties d'alcool absolu; d'après le calcul ils devraient obtenir 58 parties d'éther d'une densité de 0,724. Il va sans dire que cet alcool étendu fournit une couche aqueuse beaucoup plus considérable.

Lorsqu'après avoir pris 6 onces d'acide sulfurique concentré et 6 onces d'alcool anhydre, on y ajoute continuellement de l'alcool, les deux premières onces de l'éther brut qu'on obtient auront une densité de 0,768, et la pesanteur spécifique constante ne s'établira que quand l'acide sulfurique aura absorbé la quantité d'eau précitée; si l'on prend, au contraire, 6 onces d'acide sulfurique et 2 onces d'eau, et qu'on y fasse arriver de l'alcool goutte à goutte, les deux premières onces du produit ne contiendront que de l'esprit-de-vin aqueux, d'une densité de 0,926, et n'offrant presqu'aucune trace d'éther. Les suivantes auront une densité de 0,885. La

pesanteur spécifique diminue jusqu'à ce que la teneur en eau de l'acide sulfurique ait décrû au point déterminé, et que le liquide distillé ait atteint la pesanteur spécifique de l'alcool. Lorsqu'on ajoute de l'eau à un mélange d'acide sulfurique concentré et d'alcool, l'alcool continuera à distiller tant qu'il en restera encore dans la liqueur. Ainsi, un excès d'eau dégage tout l'alcool de l'acide sulfurique, et un excès d'alcool en sépare de l'eau jusqu'à ce qu'il n'en contienne qu'un peu plus du double de celle qui constitue l'acide sulfurique concentré. Si l'on ajoute un excès d'alcool anhydre à de l'acide sulfurique concentré, la distillation donnera d'abord de l'alcool, et c'est seulement lorsque la température se sera élevée jusqu'à 126°, qu'on découvrira les premières traces d'éther. La plus grande quantité d'éther se forme entre 140° et 150°; à 160° l'acide sulfurique commence déjà à se décomposer, cependant on obtient encore de l'éther à 200°. La quantité d'éther qu'on obtient entre 155° et 200°, en employant 6 onces d'acide sulfurique et de l'alcool en excès, s'élève à peine à un quart d'once.

On a voulu expliquer la formation de l'éther, en admettant que l'acide sulfurique, en vertu de son affinité pour l'eau, décide la combinaison de 1/2 mesure d'oxigène et de 1 mesure d'hydrogène, pour se combiner avec l'eau formée. Il résulte cependant de l'expérience précitée, que l'éther est constamment accompagné d'eau, et il est bien naturel que l'acide sulfurique se combinerait à cette eau plutôt que de soustraire à l'alcool de l'oxigène et de l'hydrogène, retenus par l'affinité chimique, pour former une combinaison destructible, pour ainsi dire, à la même température. Du reste, il y a des substances dont l'affinité pour l'eau est beaucoup plus

forte que celle de l'acide sulfurique, par exemple, la potasse et la soude, et qui néanmoins ne transforment pas l'alcool en éther. On pourrait chauffer au-delà de 140° leur dissolution concentré dans l'alcool, sans obtenir le moindre vestige d'éther.

Une température élevée n'opère pas non plus le changement de l'alcool en éther; on peut prouver cette assertion en faisant passer des vapeurs d'alcool à travers un tube chauffé jusqu'au rouge.

On a cherché à expliquer la formation de l'éther par celle de l'acide sulfovinique, qu'engendre l'action de l'acide sulfurique sur l'alcool; on croyait alors que cet acide était composé d'acide sulfurique et d'un carbure d'hydrogène contenant une mesure de vapeur de carbone et deux mesures de gaz hydrogène. Cependant des recherches exactes ont prouvé que cet acide est composé d'acide sulfurique et d'alcool, et qu'en le distillant sans que l'acide sulfurique devienne libre, on en met l'alcool à nu : par exemple, en soumettant un mélange de sulfovinate de potasse avec la chaux à une température élevée finalement au-dessus de 200°, on obtient des sulfates et de l'alcool avec une petite quantité seulement d'huile douce du vin sur laquelle je reviendrai plus tard.

Il résulte donc de ces faits que l'alcool mis en contact avec l'acide sulfurique à une température d'environ 140° se décompose en éther et en eau. Des décompositions et des combinaisons pareilles se présentent souvent; nous les nommerons décompositions et combinaisons par le contact. L'eau oxigénée nous en offre le plus bel exemple. La moindre trace de peroxide de manganèse, d'or, d'argent et d'autres substances décompose cette combinaison en oxigène, qui se dégage, et en eau, sans que ces

corps éprouvent la moindre altération. La décomposition du sucre en alcool et en acide carbonique, l'oxidation de l'alcool lors de sa transformation en acide acétique, la décomposition de l'urée et de l'eau en acide carbonique et en ammoniaque en sont d'autres preuves. Par eux-mêmes ces corps sont inaltérables, mais il suffit d'y ajouter quelque peu de ferment, qui est ici la substance de contact, et d'élever la température à un certain degré pour déterminer leur décomposition : la transformation de l'amidon en sucre d'amidon, lors de l'ébullition de l'amidon avec l'eau et l'acide sulfurique, est un phénomène analogue à celui de l'éthérification, à cette seule différence près, que, dans le phénomène de la formation du sucre dont il s'agit, c'est l'eau qui se décompose et fournit ses principes à l'amidon pour donner naissance à une nouvelle combinaison. Lorsqu'on traite des combinaisons d'éther et d'acides, par exemple, d'acide acétique par une dissolution de potasse, il se forme de l'acétate de potasse et de l'alcool; ce qui est l'inverse du phénomène que produit l'acide sulfurique. Je reviendrai très amplement sur les combinaisons des corps par le contact à propos de l'inflammation des corps : nous avons d'ailleurs déjà vu un exemple intéressant de ces sortes de combinaisons en étudiant l'action du platine sur un mélange d'hydrogène et d'oxigène.

Je reviendrai dans un appendice sur la fabrication de l'éther en grand. Celui du commerce contient encore un peu d'alcool; pour l'en priver entièrement on l'agite pendant quelque temps avec le double de son volume d'eau, on verse l'éther qui surnage sur de la chaux vive, et après l'avoir agité de la même manière pendant quel-

ques jours, on en sépare par la distillation le tiers, qui sera parfaitement pur.

L'éther est très inflammable et brûle avec une flamme brillante qui dépose de la suie (du charbon) sur les corps froids. En raison de sa volatilité il s'évapore facilement lorsqu'il est exposé à l'air, avec lequel il se mêle à l'état de gaz; un corps en combustion mis en contact avec ce mélange produit une forte détonnation due à la combinaison de l'oxigène atmosphérique avec le carbone et l'hydrogène de la vapeur d'éther. On ne saurait trop se précautionner contre ces accidens dont les suites ont maintefois été fâcheuses.

Pour conserver l'éther dans toute sa pureté on le met dans de petits vases soufflés et effilés en pointes, qu'on scelle à la lampe, afin de l'empêcher de s'évaporer ou d'absorber l'oxigène de l'air, qui le transforme en acide acétique.

L'éther dissout un peu d'eau et il est soluble dans 9 parties d'eau; une plus grande quantité d'éther ajoutée à l'eau y surnage.

L'alcool et l'éther se mêlent en toute proportion; un volume d'éther d'une densité de 0,76 et 2 volumes d'alcool d'une densité de 0,83 forment la liqueur d'Hoffmann.

L'éther dissout plusieurs substances insolubles dans l'eau et dans l'alcool, par exemple, le caoutchouc. C'est pour cette raison qu'on se sert souvent de l'éther à l'instar de l'alcool, lorsqu'il s'agit de séparer chimiquement certaines substances les unes des autres; je reviendrai sur cette propriété de l'éther en parlant des substances qui en exigent l'application.

L'éther se combine avec plusieurs oxacides pour former des composés particuliers : uni à l'acide acétique il

constitue l'éther acétique, avec l'acide nitrique, il forme l'éther nitrique, etc. Je traiterai de ces combinaisons immédiatement après les métaux. Quant à celle qu'il produit avec l'acide sulfurique et qui est un acide, je la décrirai dans le chapitre des acides.

3. LE SUCRE.

La saveur douce de beaucoup de substances végétales et animales est due à des combinaisons chimiques particulières, qu'on peut en majeure partie isoler à l'état de pureté parfaite et qui sont d'une grande importance tant à cause de leur état et de leur abondance dans la nature, que par suite de leurs usages multipliés dans la vie commune. Ces combinaisons diffèrent entr'elles par leur composition et par leurs rapports chimiques. Le sucre de canne, le sirop, les sucres de raisin et de lait sont les espèces les plus importantes; on connaît en outre les sucres de réglisse, de champignon, d'huile, de manne, dont les deux derniers cristallisent bien. Les quatre premières espèces méritent d'être étudiées avec d'autant plus de soin qu'elles font partie de nos alimens journaliers et que ce sont elles qui subissent une transformation chimique dans la formation des boissons fermentées. Me réservant de revenir plus amplement sur les phénomènes qu'elles présentent sous ce rapport dans une division où je traiterai des alimens, je ne rapporterai ici que brièvement la partie de leur histoire qui offre un intérêt général; ainsi je ne parlerai du sucre de lait qu'au chapitre du lait, et je décrirai maintenant les autres espèces de sucre, particulièrement parce qu'elles servent à former l'alcool.

Le sucre de canne se trouve tout formé dans le suc de beaucoup de plantes et on peut l'obtenir plus ou moins facilement en cristaux du suc concentré suivant qu'il y domine et qu'il s'y trouve mélangé avec quelques substances étrangères. C'est du suc de la canne à sucre qu'on l'extrait ordinairement; le suc de l'érable contient 5 pour cent de sucre de canne; le suc de betterave en contient 2 ou 3 pour cent. On le rencontre très pur dans le commerce, tantôt en grands cristaux, que fournit une cristallisation lente et qu'on nomme sucre candi, tantôt en petits cristaux, qui se forment par l'agitation de la dissolution, quand elle commence à cristalliser et qu'on nomme sucre raffiné. Facilement soluble dans l'eau il est presque insoluble dans l'alcool. Le sucre de canne est composé de

carbone 44,78 = 12 mesures.
hydrogène 6,40 = 20 »
oxigène 48,82 = 10 »

Le sirop se trouve également tout formé dans la canne à sucre et dans différentes plantes, ainsi que dans le sirop du commerce. Il est très soluble dans l'eau; sa dissolution en se desséchant donne une masse solide non cristalline. Il est aussi très soluble dans l'alcool; mais il ne se cristallise pas non plus dans cette dissolution. Si l'on fait bouillir très long-temps à une température élevée une dissolution concentrée de sucre de canne, ce corps se transformera en sirop, sans qu'il se dégage rien, si ce n'est l'eau de la dissolution, et sans que rien ne s'ajoute non plus; de sorte que la composition du sirop ne peut différer de celle du sucre de canne que par une certaine quantité d'hydrogène et d'oxigène propre à former de l'eau, que celui-ci a ou absorbée ou abandonnée.

Le sucre de raisin se trouve tout formé dans les raisins dont il se sépare en cristaux blancs par la dessiccation. On le rencontre également dans les figues, les prunes, les cerises, les abricots, les poires et dans beaucoup d'autres fruits, ainsi que dans le miel (c'est le dépôt grenu du miel) et dans l'urine diabétique, d'où sa combinaison avec le chlorure de sodium se dépose en cristaux.

Lorsqu'on fait bouillir pendant trois heures 100 parties de sucre de lait avec 400 parties d'eau et 2 parties d'acide sulfurique, ou pendant 36 à 40 heures 100 parties d'amidon pur avec 400 parties d'eau et une partie d'acide sulfurique, ou enfin pendant 7 à 8 heures la même quantité d'amidon avec 400 parties d'eau et 10 parties d'acide sulfurique, ces substances se transforment en sucre de raisin. Il est nécessaire de remplacer continuellement l'eau qui s'évapore. On a trouvé que l'amidon, le sucre de lait et le sucre de raisin sont composés de la manière suivante :

	Amidon.	Sucre de lait.	Sucre de raisin.
Carbone	44,00= 7 mes.	45,45=5 mes.	36,37= 6 mes.
Hydrog.	6,67=13 »	6,06=8 »	06,78=14 »
Oxigène	49,33= 6 »	48,49=4 »	56,51= 7 »

Le sucre de lait, le sucre de raisin et l'amidon renferment les mêmes proportions d'oxigène et d'hydrogène que l'eau, les deux premiers exactement et le troisième très approximativement. La transformation de l'amidon et du sucre de lait en sucre de raisin est donc fondée sur la combinaison de ces deux substances avec une nouvelle quantité d'eau ou plutôt d'oxigène et d'hydrogène par l'action de l'acide sulfurique, comme dans la forma-

tion de l'éther, cet acide n'y éprouvant pas non plus de changement.

De même qu'on transforme l'amidon en sucre de raisin à l'aide de l'acide sulfurique, de même on peut opérer cette transformation en agitant 100 parties d'amidon avec 40 parties d'eau froide, y ajoutant 20 parties d'eau chaude et du gluten et laissant reposer ce mélange à une température de 50° à 70°. Cette transformation nous fournit la théorie de la préparation de la bière, de l'eau-de-vie et d'autres boissons et substances spiritueuses contenant de l'amidon. Le sucre de raisin est moins soluble dans l'eau que le sucre de canne; il se dissout facilement dans l'alcool, mais il s'en sépare par le refroidissement, à l'état de dissolution aqueuse concentrée.

L'alcool contenu dans nos boissons fermentées ne se prépare qu'avec une de ces trois espèces de sucre, parmi lesquelles le sirop fermente le plus facilement, le sucre de canne un peu plus lentement, le sucre de raisin le plus lentement. Cependant ce phénomène n'a jamais lieu, lorsque les substances, dont il s'agit, sont pures; mais l'addition de quelque ferment, par exemple, de la lie de bière ordinaire, le fait commencer de suite. Si l'on dissout 100 parties de sucre dans 100 parties d'eau et qu'on y ajoute une quantité de lie, qui, déduction faite de la teneur en eau et des mélanges de matières étrangères, n'a besoin de s'élever qu'à 1 1/2 partie, le sucre se décomposera en alcool et en acide carbonique. Puisque les substances employées contiennent du carbone, de l'oxigène et de l'hydrogène dans les proportions nécessaires pour former l'eau, pendant qu'une certaine quantité d'acide carbonique se dégage, il se formera une quantité correspondante d'alcool.

1 m. de v. d'al. = 1 m. de v. c., 3 m. de hy., 1/2 m. g. o. = 1,6015
1 « de g. ac. c. = 1/2 « 1 « = 1,5245

1 1/2 m. de v. de c. (1 1/2 0,8438) 3 m. de g. h., 1 1/2 m. de g. ox.

100 parties de carbone produisent donc en poids 126,5 d'alcool contenant 66 2/3 de carbone, et 120,5 d'acide carbonique contenant 33 1/3 de carbone.

Il résulte de ces faits que toute combinaison carbonifère, dans laquelle l'oxigène et l'hydrogène se trouvent dans les proportions pour faire l'eau, pourrait se décomposer en alcool et en acide carbonique, soit en absorbant, soit en cédant de l'eau. En comparant la composition des sucres avec ces résultats on trouvera qu'outre l'acide carbonique et l'alcool il se forme en même temps de l'eau par la combinaison d'une certaine quantité d'oxigène et d'hydrogène. Le sucre de canne contenant 1/20 d'hydrogène de plus qu'il n'en faut proportionnellement à la quantité d'oxigène, doit engendrer en outre encore une autre combinaison en petite quantité.

Il est d'un grand intérêt dans la vie pratique de savoir calculer la quantité d'alcool qu'on obtiendrait dans le cas le plus favorable, étant donnée la composition des substances auxquelles on fait subir la fermentation. 100 parties de pommes de terre contiennent souvent en poids 20 parties d'amidon renfermant 8,8 de carbone. En transformant cet amidon en sucre, et celui-ci en alcool et en acide carbonique, on obtiendrait 10,1 parties d'alcool, pourvu que la décomposition fût complète. Il est vrai que 100 parties de pommes de terre donnent ordinairement 12,2 d'alcool, mais il faut considérer que celles-ci contiennent en outre de la gomme, qui se transforme égale-

8

ment en sucre et en alcool. La pratique en grand s'accorde donc à peu près avec le calcul.

IV. DE L'ESPRIT PYRO-ACÉTIQUE.

Lorsqu'on soumet à la distillation de l'acétate de baryte desséché en augmentant graduellement la chaleur, d'abord au bain de sable et ensuite au feu nu, il passera un liquide aqueux dont on peut séparer une combinaison particulière, volatile, incolore, entrant en ébullition à 55° 6 et dont la pesanteur spécifique s'élève à 0,7921. A cet effet on n'a qu'à verser le liquide aqueux sur du chlorure de calcium concassé, l'y laisser séjourner quelque temps pour lui enlever l'eau qu'il contient, et le distiller ensuite sur du chlorure de calcium récent.

Acétate de baryte = 6 hy. 4 c. 3 ox. (acide acétique) + baryte + eau.
— « 1 c. 2 ox. (acide carboniq.) + baryte + «

6 hy. 3 c. 1 ox. + eau.

La distillation étant conduite avec une chaleur progressive, l'acide acétique n'engendre que de l'acide carbonique et de l'esprit de pyro-acétique ; plus on élève rapidement la température, plus on détruit l'esprit pyro-acétique ; il laisse un résidu de charbon, et de l'huile empyreumatique souille la pureté de l'esprit pyro-acétique. L'eau ne fait que s'y mêler, puisqu'on peut la séparer par le chlorure de calcium. On a trouvé la composition du liquide exactement conforme aux proportions qu'indique l'analyse précitée ; sa pesanteur spécifique est de 2,019 ; ainsi :

1 vol. d'acide pyro-acétique	3 vol. d'hydrog.	= 3	× 0,0688	= 0,2064
	1 1/2 » carbone	= 1 1/2	× 0,8438	= 1,2657
	1/2 » oxigène	= 1/2	× 1,1026	= 0,5513
				2,0234

L'esprit pyro-acétique se mêle en toutes proportions avec l'eau, l'alcool et l'éther; exposé à l'air, il n'éprouve aucun changement chimique; il ne forme pas d'acide acétique, il s'enflamme facilement et brûle avec une flamme lumineuse. Les alcalis n'ont aucune action sur lui. Il s'unit à l'acide sulfurique avec dégagement de chaleur; distillé avec cet acide, il ne produit pas d'éther. Mais cette dissolution dans l'acide sulfurique étant saturée de carbonate de baryte fournit un sel soluble de baryte comme cela a lieu avec l'alcool.

V. DES COMBINAISON DE LA BENZOÏLE.

L'acide benzoïque, l'huile d'amandes amères, le chlorure de benzoïle, le brômure de benzoïle, l'iodure de benzoïle, le cyanure de benzoïle et la benzoïne.

1. *Acide benzoïque.* La plus importante de ces combinaisons est l'acide benzoïque; j'en traiterai avec détail dans le chapitre des acides végétaux. Il est formé sur 100 parties de :

carbone = 74,54 = 14 volumes
hydrog. = 4,38 = 10 »
oxigène. = 21,07 = 3 »

On ne peut l'obtenir privé d'eau qu'en le combinant avec l'oxide d'argent. Séparé de ses combinaisons, il s'unit avec une quantité d'eau telle que l'oxigène de celle-ci est à l'oxigène de l'acide dans le rapport de 1 à 1. Il est

plus soluble dans l'eau bouillante que dans l'eau froide; refroidi dans une dissolution chaude, il forme un réseau dense de cristaux; il fond à 95°; il entre en ébullition à 248° et distille sans se décomposer; ce qui lui donne ici de l'importance, c'est sa génération de l'huile d'amandes amères.

2. *Huile d'amandes amères.* On extrait des amandes amères une huile volatile et une huile grasse. On sépare d'abord l'huile grasse par le pressurage et l'on obtient l'huile volatile, en mêlant le résidu avec de l'eau et le distillant dans un alambic ordinaire de la manière que j'indiquerai en traitant de la distillation en général. Le liquide distillé forme deux couches, la couche inférieure contient l'huile volatile, qui est plus pesante que l'eau. On agite cette huile brute avec de la chaux et un sel de protoxide de fer, pour la dégager des acides hydrocyanique et benzoïque. On lui enlève l'eau à l'aide d'une pipette et on la distille encore une fois dans une cornue avec de la chaux, qui fait disparaître la moindre trace d'eau. L'huile pure est incolore, très fluide et d'une odeur particulière; appliquée à la langue, elle excite une sensation de chaleur, mais elle agit comme les autres huiles volatiles sur l'organisme animal. Sa pesanteur spécifique est de 1,043 et elle entre en ébullition à 30°. L'accès de l'air libre ou le contact du gaz oxigène la transforme en acide benzoïque; il y a absorption d'oxigène sans qu'il se forme un nouveau corps; cette oxidation s'effectue rapidement à la lumière du soleil. Mise en contact avec des alcalis privés d'eau, elle ne change pas; mais chauffée avec de l'eau, elle se décompose, il se forme de l'acide benzoïque et l'hydrogène se dégage. Lorsqu'on fait passer du chlore dans

un mélange de cette huile avec l'eau, celle-ci se décompose et il se forme de l'acide benzoïque et de l'acide hydrochlorique. Si on mêle l'huile avec une dissolution de potasse ou d'ammoniaque dans l'alcool, il se forme également un benzoate; mais il ne se dégage pas d'hydrogène. Quand on ajoute de l'eau au liquide, il se précipite un corps oléagineux, qui diffère de l'huile d'amandes amères, et dont un examen plus exact donnera sans doute des résultats assez intéressans. L'huile d'amandes amères est soluble dans les acides nitrique et sulfurique sans se décomposer.

L'huile d'amandes amères est composée de

carbone	79,43	=	14	volumes,
hydrog.	5,60	=	12	»
oxigène.	14,97	=	2	»

Il résulte de ces faits que deux volumes d'oxigène, ou en poids 14,97 parties d'oxigène sur 100 parties d'huile d'amandes amères suffisent pour changer celle-ci en acide benzoïque; une moitié de l'oxigène se combine avec l'huile, et l'autre moitié enlève 2 volumes d'hydrogène à l'huile pour former de l'eau. On a essayé inutilement à transformer par la désoxidation l'acide benzoïque en huile d'amandes amères.

3. *Chlorure de benzoïlé.* Lorsqu'on fait traverser l'huile d'amandes amères par un courant de chlore, il se dégage de l'acide hydrochlorique, jusqu'à ce que le liquide se colore en jaune, et alors l'action du chlore est terminée; l'excès de chlore absorbé peut être chassé par l'ébullition. Le chlorure de benzoïle est incolore; sa pesanteur spécifique est de 1,197; versé dans l'eau, il en gagne le fond, et lorsqu'on l'y fait bouillir, il se décompose complétement en acide hydrochlorique et en acide ben-

zoïque sans qu'il y ait formation d'aucun autre corps. Avec les dissolutions d'alcalis il forme des benzoates et des chlorures.

Il suit de cette décomposition, qu'il contient :

14 volumes de carbone,
10 » d'hydrogène,
2 » d'oxigène,
2 » de chlore,

ce qui est parfaitement conforme à l'examen direct qu'on en a fait.

4. *Brômure de benzoïle.* Lorsqu'on ajoute du brôme à l'huile d'amandes amères, la même décomposition a lieu comme dans l'action du chlore. Le brômure de benzoïle est une masse molle et lamelleuse qui se fond lorsqu'on la chauffe un peu. Il est soluble dans l'alcool et l'éther sans se décomposer; ce n'est qu'en évaporant ces dissolutions qu'on peut l'obtenir en cristaux. Arrosé d'eau, il s'altère lentement, et lorsqu'on le fait bouillir long-temps dans ce liquide, il se décompose en acide hydrobrômique et en acide benzoïque, sans former d'autre combinaison.

5. On obtient *l'iodure de benzoïle* en distillant l'iodure de potassium avec le chlorure de benzoïle; il forme un liquide brun, qui cristallise en refroidissant.

6. En distillant le chlorure de benzoïle avec le sulfure de plomb pulvérisé, on obtient une huile jaune, qui cristallise en refroidissant; c'est le *sulfure de benzoïle.* Il ne se décompose pas dans l'eau par l'ébullition, et lorsqu'on le fait bouillir avec une dissolution de potasse, il se forme lentement du benzoate de potasse et du sulfure de potassium.

7. Le *cyanure de benzoïle* s'obtient par la distillation

du cyanure de mercure avec le chlorure de benzoïle; c'est une huile de couleur jaune d'or; le résidu est un chlorure de mercure. Mise en contact avec l'eau, elle se décompose en acides hydrocyanique et benzoïque; la décomposition s'opère encore plus rapidement quand on fait bouillir le cyanure de benzoïle avec l'eau.

Un fait important résulte de l'examen de toutes ces combinaisons, c'est qu'elles contiennent une substance parfaitement analogue au cyanogène par ses propriétés chimiques, se combinant, à l'instar du cyanogène, du soufre, etc., avec les corps simples, formant de l'acide benzoïque avec l'oxigène, de l'huile d'amandes amères avec l'hydrogène, s'unissant au brôme, à l'iode, au soufre et au cyanogène. On n'a pas encore réussi jusqu'à présent à isoler cette nouvelle substance; elle doit être composée de 14 volumes de carbone, 10 d'hydrogène et 2 d'oxigène. On a cru devoir lui donner le nom particulier de benzoïle. Quelque importans que soient ces faits par eux-mêmes, ils le deviendraient encore davantage, si l'on parvenait à découvrir dans d'autres substances des propriétés analogues et à établir entre d'autres matières végétales ou animales un rappochement semblable à celui qui existe entre l'huile d'amandes amères et l'acide benzoïque.

8. *Benzoïne.* On l'obtient sous forme d'une masse solide, en mettant de l'huile d'amandes amères dans une dissolution concentrée de potasse et laissant le tout reposer quelques semaines, ou bien en aiguilles fines, en laissant reposer quelques jours une dissolution saturée d'huile d'amandes amères, à laquelle on a ajouté un peu de potasse. C'est un corps de couleur jaune, qu'on obtient pur et en cristaux blancs, en le dissolvant dans

l'alcool, faisant bouillir la dissolution avec du charbon et la laissant refroidir. Il est sans saveur et sans odeur. Il fond à 120° et cristallise en refroidissant; lorsqu'on le chauffe davantage, il entre en ébullition et se distille. Insoluble dans l'eau froide, il n'est que peu soluble dans l'eau bouillante, mais très soluble dans l'alcool. Il n'est décomposé ni par une dissolution de potasse bouillante, ni par l'acide sulfurique concentré et échauffé. Il est décomposé par le brôme comme l'huile d'amandes amères, mais en formant une combinaison différente du brômure de benzoïle, combinaison qui, fondue avec de l'hydrate de potasse, développe de l'hydrogène, et qui, chauffée avec une dissolution de potasse, produit à la vérité du brômure de potassium, mais donne en même temps un acide différent de l'acide benzoïque. Quoique la benzoïne diffère tout-à-fait de l'huile d'amandes amères tant par ses propriétés que par ses rapports avec les autres substances, on a cependant trouvé que la composition de ces deux corps est absolument la même. Je reviendrai plus tard sur des phénomènes semblables, particulièrement en traitant de l'acide phosphorique.

Le chlorure de benzoïle éprouve de la part de l'alcool une décomposition tellement intéressante, que je dois encore en parler ici. Lorsqu'on met du chlorure de benzoïle dans l'alcool, avec lequel il se mêle en toute proportion, le liquide ne tarde pas à entrer en ébullition, et de l'acide hydrochlorique se dégage en vapeur. Lorsqu'on y verse de l'eau, après la cessation de ces phénomènes, il se précipite un corps oléagineux qu'on peut priver de l'alcool et de l'acide adhérens, en le lavant avec de l'eau, et auquel on enlève ensuite l'eau par le

chlorure de calcium fondu. Suivant l'analyse ce corps est composé de

118 mesures de carbone, 20 d'hydrogène et 4 d'oxigène.

Retranchant l'acide benzoïque, ou

114 mesures de carbone, 10 d'hydrogène et 3 d'oxigène,

on aura un reste correspondant à la composition de l'éther, savoir :

4 mesures de carbone, 10 d'hydrogène et 1 d'oxigène.

Par la distillation de l'acide benzoïque, de l'acide hydrochlorique et de l'alcool, on obtient le même corps oléagineux, l'éther benzoïque.

Lorsqu'on traite le chlorure de benzoïle par l'ammoniaque, il se forme de l'hydrochlorate d'ammoniaque et une combinaison particulière, la benzamide, dont il sera question après l'urée.

CARBONE ET HYDROGÈNE. — I. LE GAZ DES MARAIS.

Lorsqu'on fait subir la distillation à plusieurs substances organiques, composées de carbone, d'hydrogène et d'oxigène, on obtient un résidu de charbon, tandis que l'hydrogène et l'oxigène se combinent entre eux et avec une partie de charbon. Les combinaisons ainsi obtenues sont à la température ordinaire, ou liquides ou gazeuses; les composés gazeux sont l'acide carbonique, l'oxide de carbone, et diverses combinaisons de carbone et d'hydrogène. Si l'on chauffe de l'alcool dans une petite cornue *a* (*fig.* 26), et qu'on fasse passer par un tube incandescent *c* la vapeur de l'alcool, composée d'un volume de vapeur de carbone; de 3 volumes de gaz hydrogène et de 1/2 volume de gaz oxigène, ce 1/2 volume

de gaz oxigène se combinera avec 1/2 volume de vapeur de carbone, pour former un volume de gaz oxide de carbone, et 1/2 volume de vapeur de carbone avec 2 volumes de gaz hydrogène pour former un volume de gaz hydrogène carbonné (le gaz des marais) et un volume de gaz hydrogène se séparera. On a donné aussi le nom de *gaz des houillières* à cette combinaison de carbone et d'hydrogène, parce qu'elle se forme dans les mines de houille. On obtient de l'hydrogène carboné beaucoup plus pur, lorsqu'on fait passer par un tube incandescent le gaz qui se forme par la distillation du charbon de terre. L'hydrogène et le carbone ne se combinent directement, ni à la température ordinaire, ni à une température élevée; lors même qu'on fait arriver de l'eau sur des charbons ardens, on n'obtient qu'une très petite quantité de ce gaz mêlé avec l'oxide de carbone et l'hydrogène, qui se forment par la décomposition de l'eau.

Il est facile d'analyser des mélanges de ces gaz dans un tube gradué sur le mercure. Si on introduit de la potasse dans le mélange, l'acide carbonique sera absorbé; si on retire le petit morceau de potasse et qu'on le remplace par le potassium, celui-ci décomposera l'oxide de carbone, il se formera de la potasse, le charbon sera séparé et ce qui restera sera un mélange de gaz hydrogène carboné et de gaz hydrogène. On peut calculer la composition du gaz hydrogène carboné et la quantité d'hydrogène qui s'y trouve mêlée par la quantité d'oxigène nécessaire pour sa combustion.

La décomposition de substances organiques dans les eaux stagnantes, à fond marécageux, fournit ce gaz dans sa plus grande pureté. Pour le recueillir on rem-

plit un flacon d'eau, on le renverse sous l'eau en y adaptant un large entonnoir, on remue le fond avec un bâton et on place le flacon de manière à faire monter dans l'entonnoir et le flacon les bulles qui s'élèvent. On dépouille le gaz de l'acide carbonique avec lequel il est mêlé, en l'agitant avec de l'eau de chaux, qui forme avec l'acide du carbonate de chaux. La houille subit une décomposition semblable à celle des matières organiques dans la vase des marais; car elle dégage souvent même hors des mines, dans les magasins et les navires, ce gaz qui forme avec l'air atmosphérique un mélange détonnant. Dans quelques mines de houille il se développe quelquefois insensiblement en grande quantité, quelquefois aussi il s'y trouve condensé dans des cavités, dont il s'élance torrentueusement à l'approche des mineurs. Ce gaz se mêle dans les mines avec l'air atmosphérique et forme ce qu'on appelle le grisou. Lorsqu'il s'enflamme, sa détonation est tellement forte, qu'il renverse et écrase les mineurs. En traitant de l'air atmosphérique, je parlerai de la lampe de sûreté, qui n'allume pas un mélange détonnant. C'est sans doute le même gaz qui, à Baku, et dans d'autres parties de la Perse, s'échappe de la terre, et qui a été adoré par les Perses; à Rheine sur l'Ems il sort d'une manière semblable d'une mine abandonnée un courant de gaz analogue dont on se sert dans cet endroit pour le chauffage.

Un volume de gaz hydrogène carboné mêlé avec deux volumes d'oxigène et enflammé, dans un tube gradué, par l'étincelle électrique (*fig.* 22), produit un volume d'acide carbonique et de l'eau liquide (1). Un volume

(1) On peut se convaincre que ce volume de gaz ne contient que de

d'acide carbonique est composé de 1/2 volume de carbone et d'un volume d'oxigène; l'autre volume d'oxigène est donc employé pour la combustion de l'hydrogène contenu dans l'hydrogène carboné, et celui-ci contient donc deux vol. d'hydrogène. Par conséquent, deux volumes d'hydrogène se trouvent combinés dans l'hydrogéné carboné à un demi volume de carbone, et condensés en un seul volume. Lorsqu'on fait passer à plusieurs reprises l'étincelle électrique à travers l'hydrogène carboné, il se déposera du charbon et un volume du gaz produit 2 volumes d'hydrogène. Si l'on fait passer plusieurs fois ce gaz par un tube très incandescent, la même décomposition a lieu, il se dépose du charbon, et l'on obtient du gaz hydrogène. Ces décompositions nous mettent à même de déterminer la pesanteur spécifique du gaz : 2 volumes d'hydrogène = 0,1376, 1/2 volume de carbone = 0,4219; donc la densité de l'hydrogène carboné est 0,5595, d'après cela on peut facilement supputer de la même manière la composition de 100 parties de gaz.

Ce gaz n'a pas d'action délétère, puisque dans les houillières d'Angleterre, les mineurs travaillent souvent, sans en être incommodés, dans un mélange gazeux dont les couches supérieures font détoner la lampe de sûreté.

Jusqu'à présent on n'a pas encore vu ce gaz se combiner ni avec les acides, ni avec les bases, ni enfin avec d'autres substances.

l'acide carbonique pur, en y mettant un petit morceau de potasse caustique; le gaz sera absorbé tout-à-fait, et il se formera du carbonate de potasse; de l'oxigène ajouté en excès ou de l'hydrogène carboné non décomposé ne seraient pas absorbés.

II. LE GAZ OLÉFIANT.

Lorsqu'on mêle 4 parties en poids d'acide sulfurique avec une partie d'alcool anhydre, et qu'on échauffe le mélange jusqu'au-delà de 200°, une partie de l'alcool (= 3 vol. d'hydrogène × 1 vol. de carbone + 1/2 vol. d'oxigène) se décompose de manière qu'un volume d'hydrogène se combine avec 1/2 volume d'oxigène pour former de l'eau, et qu'un volume de carbone, en s'unissant avec 2 volumes d'hydrogène, produise une combinaison particulière, à laquelle on a donné le nom de *gaz oléfiant,* parce qu'elle forme un corps oléagineux en se combinant avec le chlore; l'autre partie de l'alcool est aussi décomposée en carbone, qui se dépose, et en hydrogène, qui se combine en partie avec l'oxigène de l'alcool, en partie avec une portion de l'oxigène de l'acide sulfurique, d'où il résulte de l'eau et de l'acide sulfureux. On peut étudier très bien la formation du gaz oléfiant, à l'aide d'un matras *a* (*fig.* 56), qu'on échauffe avec une lampe à esprit-de-vin. Pendant que l'hydrogène carboné se dégage, il se condense continuellement dans le récipient *b* de l'eau, au fond de laquelle se dépose un corps oléagineux, *l'huile de vin,* composé d'hydrogène carboné, d'acide sulfurique et d'eau, sur lequel je reviendrai tout-à-l'heure. On recueille le gaz dans le cylindre; ordinairement il est déjà privé de l'acide sulfureux après avoir passé par l'eau, qui peut dissoudre une grande quantité de cet acide. L'hydrogène carboné et l'eau se dégagent continuellement en même temps, tout comme dans la formation de l'éther; ce n'est pas non plus l'affinité de l'acide sulfurique pour l'eau qui opère la décom-

position de l'alcool; mais c'est ici également par son contact que l'acide sulfurique contribue à la décomposition de l'alcool en hydrogène carboné et en eau. Le procédé qui vient d'être décrit suffit pour obtenir de petites quantités de ce gaz; lorsqu'on veut se procurer de plus grandes quantités de cette substance, il faut employer un fourneau et un gazomètre (1).

Enflammé à l'air, ce gaz brûle avec une lumière très vive. Si on l'a recueilli dans des cylindres de verre et qu'on l'ait enflammé, il est nécessaire de verser de l'eau dans ces cylindres, pour l'en faire sortir (*fig.* 57); on l'enflamme à la manière ordinaire devant le gazomètre. En traitant de l'air atmosphérique, je ferai voir en détail, que ce gaz se forme dans les combustions qui nous fournissent de la lumière, et que le pouvoir éclairant de la lumière qu'on appelle *gazlight*, dépend en grande partie de la quantité de ce gaz.

Lorsqu'on fait passer ce gaz par des tubes incandescens, il se décompose en charbon qui se dépose et en gaz hydrogène. On peut opérer la même décomposition par l'étincelle électrique. Un volume d'hydrogène carboné donne du charbon et 2 volumes de gaz hydrogène. Lorsqu'après avoir mêlé 2 volumes de gaz chlore

(1) Outre l'hydrogène carboné et l'acide sulfureux, il se développe en même temps de l'éther, particulièrement lorsqu'on a employé une quantité d'alcool plus grande que celle que j'ai indiquée. Lorsqu'on a consommé l'hydrogène carboné, l'éther reste en grande partie dissout dans l'eau du gazomètre. Avant de se servir du même gazomètre pour des expériences avec l'oxigène, il est nécessaire de le rincer plusieurs fois avec de l'eau, car sans cette précaution, l'éther dissout se mêlerait avec l'oxigène, et produirait un mélange, dont la détonation pourrait devenir funeste.

avec un volume de gaz hydrogène carboné, on enflamme rapidement le mélange, le chlore et l'hydrogène se combinent, et le charbon se sépare sous forme d'une fumée épaisse. La combustion d'un mélange de 3 mesures de gaz oxigène avec une mesure de gaz oléfiant, fournit de l'eau liquide et 2 mesures d'acide carbonique. Cette expérience exige un appareil particulier, car, si le mélange se combine tout à la fois, l'explosion devient assez violente pour fracasser les vases les plus solides, dont on se sert ordinairement. Aussi, lorsqu'on veut faire détoner ce gaz, même dans les cas ordinaires, il faut envelopper d'un linge le cylindre dans lequel on enflamme le mélange. Pour le faire détoner avec l'air atmosphérique, on emploie un volume de gaz et 15 volumes d'air. Il résulte de ces décompositions que cet hydrogène carboné est composé d'un volume de vapeur de carbone, dont la densité est de 0,8438 et de 2 volumes d'hydrogène, d'une densité de 0,1376 ($2 \times 0,0688$), condensés en un volume; sa pesanteur spécifique est par conséquent de 0,9814. La pesée directe a donné 0,9852 pour cette pesanteur spécifique.

III. HUILE DE VIN ET ÉTHÉRINE.

Pendant la décomposition de l'alcool en eau et en hydrogène carboné, par l'acide sulfurique, un corps oléagineux se condense avec les vapeurs d'eau, c'est l'huile de vin, qu'on obtient le mieux, en mettant 2 1/2 volumes d'acide sulfurique sur un volume d'alcool anhydre. On la produit également en distillant des sulfovinates cristallisés et séchés autant que possible, par exemple, le sulfovinate de baryte ou de chaux. Pendant cette

opération il ne devrait se dégager que de l'alcool, cependant la moitié seulement de l'acide sulfurique qui devient libre se combine avec la base, l'autre moitié agit sur l'alcool de la même manière, que dans un mélange d'acide sulfurique anhydre et d'alcool. On lui enlève l'acide sulfureux, l'acide sulfurique, l'alcool et l'éther, en la lavant avec de l'eau: placée sous le récipient de la machine pneumatique à côté d'une tasse remplie d'acide sulfurique, elle se dépouille de l'eau et des dernières impuretés auxquelles elle adhère. Peu soluble dans l'eau, elle l'est davantage dans l'alcool et l'éther, elle a une odeur particulière, sa saveur est analogue à celle de la menthe poivrée. Sa pesanteur spécifique s'élève à 1,133; elle est composée de :

Carbone	33,67 =	8	mesures,
Hydrogène	5,68 =	18	«
Oxigène	5,50 =	1	«
Acide sulfuriq.	55,15 =	4	« vapeur d'acide sulfurique renfermant 6 mesures d'oxigène.

Comme, à la température ordinaire, on peut mettre du potassium en contact avec l'huile de vin épurée, sans que celle-ci se décompose, il est certain qu'elle ne contient plus d'eau à l'état de mélange. En ajoutant encore un volume d'oxigène et 2 volumes d'hydrogène à la substance qui se trouve combinée avec l'acide sulfurique, on obtient la composition de l'éther. Comme on ne peut pas isoler cette combinaison, ni l'obtenir unie à d'autres acides, il est encore difficile de se faire une idée juste de la composition de l'huile de vin; on l'a considérée comme un composé double de sulfate d'éther et de sulfate d'hydrogène carboné; les combinaisons d'éther avec d'autres acides, par exemple, l'éther acétique, et celles de

l'hydrogène carboné avec les hydracides, par exemple, l'éther hydrochlorique, viennent en effet à l'appui de cette opinion.

Soumise à la distillation elle se décompose, de manière qu'elle n'a été obtenue qu'à l'aide du gaz oléfiant et de la vapeur d'eau. Elle ne doit se trouver qu'en très petite quantité dans le liquide duquel on la gagne, puisqu'on ne peut l'en séparer à l'état d'huile de vin; cependant on obtient toujours un peu de sulfovinate de baryte, lors de la préparation de l'éther, soit dans le résidu qui reste quand on laisse évaporer l'éther distillé, soit dans l'acide sulfurique, qui a servi à transformer l'alcool en éther, si l'on a eu soin de saturer les liquides par la baryte; et ce sulfovinate de baryte provient de la décomposition de l'huile de vin, dont je parlerai tout-à-l'heure.

Arrosée d'cau, l'huile de vin se décompose, voire très rapidement, lorsqu'on élève la température, en acide sulfovinique et en un liquide oléagineux, qui se réunit sur la surface de l'eau; une base produit le même effet, avec cette différence qu'on obtient un sulfovinate. Le liquide oléagineux étant placé pendant quelques jours dans un endroit très froid, laisse déposer des cristaux. On verse alors la masse sur un filtre humide et on la lave; on met le filtre avec l'entonnoir dans un verre à bouchon. Dès que le filtre est sec, l'éthérine liquide passera à travers, et les cristaux de l'éthérine solide resteront; après avoir distillé ceux-ci on les presse entre plusieurs doubles de papier jusqu'à ce qu'ils soient parfaitement secs. L'éthérine solide est sans saveur, mais lorsqu'on l'échauffe, elle prend une odeur semblable à celle de l'huile de vin; elle fond à 110° et distille à 260 sans se décomposer. Insoluble dans l'eau, elle est assez soluble dans l'alcool,

mais elle l'est davantage dans l'éther, dont on l'obtient en beaux cristaux par l'évaporation; sa pesanteur spécifique est 0,980.

L'éthérine liquide a une odeur aromatique particulière, et sa pesanteur spécifique est 0,921; elle est transparente et incolore, se distille à 280° et se solidifie à — 35°.

Ces deux substances contiennent sur 100 parties :

Carbone	85,71 = 1	volume.
Hydrogène	14,29 = 2	«

leur composition est donc exactement la même que celle du gaz oléfiant, et d'autres substances, dont nous parlerons tout-à-l'heure.

On a cherché à découvrir un rapport simple entre l'alcool, l'éther, l'esprit acétique et d'autres combinaisons, comme celui qui existe entre les combinaisons du cyanogène et de la benzoïle, et en effet, en comparant ensemble l'hydrogène carboné, l'alcool et l'éther, on trouve que

1 m. d'alc. =	1 m. de v. de carb. 3 m. de g. hydr. 1/2 m. de g. oxig.	1 m. de g. hydr. carb.	1 m. de vap. de carb. 2 m. de gaz hydrog.
		1 m. de vap. d'eau.	1 m. de gaz hydrog. 1/2 m. de gaz oxig.
1 m. d'éther =	2 m. de v. de carb. 5 m. de g. hydr. 1/2 m. de gaz oxig.	2 m. de gaz hyd. carb.	2 m. de v. de carb. 4 m. de g. hydrog.
		1 m. de vap. d'eau.	1 m. de g. hydrog. 1/2 m. de gaz oxig.

On pourrait donc regarder ces substances comme des combinaisons de l'eau avec l'hydrogène carboné. Cependant lorsqu'on compare avec elles d'autres composés de l'eau, et il en existe des milliers, on trouve qu'ils ont tous entre eux un rapport analogue; mais aucun de ces composés ne montre quelque similitude avec les nou-

velles combinaisons dont on voudrait admettre l'existence. Lorsqu'on ajoute, par exemple, de l'eau à une substance, à une température favorable à la combinaison, celle-ci aura lieu à l'instant, si elle est possible. Mais vous aurez beau mettre l'éther en contact avec l'eau, vous n'obtiendrez jamais de l'alcool. Tout ce que j'ai dit de l'alcool, de l'éther et de l'éthérine, s'oppose à cette hypothèse. Il serait d'ailleurs incertain, de quel hydrogène carboné l'alcool et l'éther sont des hydrates, si c'est du gaz oléfiant ou de l'éthérine. En traitant de l'urée, je tâcherai de prouver combien peu on est fondé à regarder le sucre comme un carbonate d'hydrogène carboné.

Les hydracides, au contraire, par exemple, l'acide hydrochlorique, forment des espèces d'éther en se combinant avec l'hydrogène carboné, comme nous le verrons immédiatement après l'histoire des métaux.

On n'est pas encore parvenu jusqu'à présent à convertir l'éthérine en gaz oléfiant, en éther ou en alcool, tandis qu'on peut facilement transformer ces substances l'une dans l'autre.

Lorsqu'on chauffe l'éther avec l'acide sulfurique, il se forme de l'acide sulfovinique; si on y ajoute de l'eau et qu'on fasse bouillir la dissolution, elle se décompose et laisse dégager de l'alcool. Lorqu'on fait absorber l'hydrogène carboné par l'acide sulfurique, il se forme également de l'acide sulfovinique, dont on peut extraire l'alcool et l'éther.

IV. HUILE DE TÉRÉBENTHINE.

Il découle des diverses espèces de pinus, au moment que leur écorce se fend, un suc épais que l'on peut ob-

tenir en plus grande quantité et plus pur, lorsqu'on fait une incision dans l'arbre et qu'on recueille le suc dans un vase; c'est une huile volatile, tenant en dissolution différentes combinaisons chimiques, qu'on nomme des *résines*. De quelque espèce de pinus qu'on obtienne la térébenthine, l'huile reste toujours la même; mais la résine est différente; aussi ne parlerons-nous des différentes espèces de térébenthine qu'en traitant des résines. On ajoute à la térébenthine de l'eau, qu'on distille; les vapeurs d'eau emportent l'huile de térébenthine, dont le poids est environ le quart de celui de la térébenthine. Étant insoluble et d'une densité de 0,80, elle surnage l'eau. On l'obtient pure, en la dissolvant dans l'alcool absolu, dans lequel elle est soluble, et en ajoutant à la dissolution de l'esprit de vin ordinaire, à peu près autant qu'il en faut pour donner à l'alcool employé une densité de 0,84. — 100 parties de cet alcool ne dissolvant que 13 1/2 d'huile de térébenthine, et tenant en dissolution toute la résine, l'huile qui se sépare est pure; pour la dégager de l'alcool dans lequel elle est dissoute, il faut l'agiter avec l'eau, la laisser séjourner quelque temps sur du chlorure de calcium concassé, et la distiller sur ce corps. L'huile de térébenthine, dont le potassium ne dégage pas d'hydrogène, est composée de :

88,4 de carbone,
11,6 d'hydrogène.

Elle entre en ébullition à 156° 4/5. On a trouvé que la pesanteur spécifique de la vapeur de l'huile de térébenthine, est comprise entre 4,764 et 4,765 ; en calculant la composition en volumes, on obtient

un vol. de vap. d'huile de térébenth. (= 4,769) = { 5 vol. de v. de car. = 5 × 0,8438 = 4,219
8 « de gaz hydr. = 8 × 0,0688 = 0,550

Exposée à l'air, l'huile de térébenthine en absorbe rapidement l'oxigène, avec lequel elle forme un corps résineux ; il se sépare en outre un corps cristallin, qui est soluble dans l'éther, l'alcool et l'huile de térébenthine, fusible à 150° et volatilisable entre 150° et 155°. On ne peut pas séparer par la distillation l'huile de térébenthine de ce corps cristallin, qui s'y trouve quelquefois en quantité suffisante pour cristalliser dans le liquide à une basse température.

Lorsqu'on fait traverser l'huile de térébenthine par un courant d'acide hydrochlorique, aussi long-temps qu'il y a absorbation, et qu'on entoure de glace le vase dans lequel se trouve la combinaison, on obtient une substance cristallisée et solide, et une substance liquide; on n'a pas encore bien étudié celle-ci ; on purifie l'autre, en la pressant entre du papier, la lavant avec une dissolution de carbonate de soude, et la sublimant au bain d'eau à 40° avec du carbonate de chaux. Presqu'insoluble dans l'eau, elle est soluble dans l'alcool, et se fond à une température au-delà de 100°. Lorsqu'on fait passer plusieurs fois les vapeurs de cette substance sur de la chaux en ignition, elle se décompose, l'acide hydrochlorique s'unit à la chaux, et il se dégage une huile volatile, qui se solidifie à 10° — 12°, qui diffère encore de l'huile de térébenthine par d'autres propriétés, et qui est composée de 3 mesures d'hydrogène et de 2 mesures de carbone. Si l'on fait passer un courant d'acide hydrochlorique à travers cette substance, elle s'y combine de nouveau. Dans la combinaison avec l'acide hydrochlorique l'hydrogène de l'acide est à l'hydrogène de l'huile dans le rapport de 1 à 18. L'analyse a confirmé cette composition.

On a essayé de rattacher l'huile de térébenthine au camphre ordinaire, à la substance cristallisée que fournit l'huile de la menthe poivrée et à celle qu'on obtient de l'huile d'anis; car l'analyse donne :

$$\text{1 mes. de vapeur de camphre } (=5{,}314) = \begin{cases} 5 \text{ mes. de v. de carb.} = 5 \times 0{,}8438 = 4{,}219 \\ 8 \text{ « de g. hydro.} = 8 \times 0{,}0688 = 0{,}550 \\ 1/2 \text{ « de g. oxigène} = \frac{1{,}012}{2} = 0{,}551 \end{cases}$$

d'où l'on pouvait conclure qu'une mesure de vapeur de camphre est composée de 1 mesure d'huile de térébenthine (= 4,769) et 1/2 mesure d'oxigène. La substance cristallisée de l'huile de la menthe poivrée, est composée de

5 mes. de carbone, 10 mes. d'hydrogène et 1/2 m. d'oxig.;

et celle de l'huile d'anis, de

5 mes. de carbone, 6 mes. d'hydrogène et 1/2 mes. d'oxig.

Ces substances pourraient donc dériver de l'huile de térébenthine. Cependant, quelque importante que soit pour le chimiste la recherche de pareils rapprochemens, on ne doit regarder ces rapports entre diverses substances, comme véritablement établis, que lorsqu'on aura réussi à les transformer les unes dans les autres.

Lorsqu'on considère d'ailleurs une autre analyse du camphre, qui fixe la composition de ce corps à 12 mesures de carbone, 18 mesures d'hydrogène et une mesure d'oxigène, composition qu'on ne peut pas concilier avec la pesanteur spécifique de la vapeur du camphre, mais qui s'accorde, au contraire, parfaitement avec la composition de l'acide camphorique, comme nous le verrons plus tard, et de laquelle il résulterait que le camphre serait un oxide de l'huile contenue dans la combinaison avec l'acide hydrochlorique; lorsqu'on considère, dis-je, cette autre analyse, on verra qu'il faut de nouvelles re-

cherches pour décider en dernier ressort cette question. La substance réputée capable de former le camphre en s'oxidant, a reçu le nom de *camphogène* (générateur du camphre).

V. HUILE DE CITRON.

On extrait à Messine et à Reggio, l'huile de citron (oglio, essenza di limone), qui se trouve toute formée dans l'écorce extérieure du citron, en pelant, moyennant quatre incisions, les citrons qui ne sont pas susceptibles d'être expédiés, en comprimant l'écorce contre une éponge et pressant celle-ci dans un vase cylindrique de cuivre, qu'on lute aussitôt qu'il est rempli. On obtient de la même manière l'huile de bergamotte (oglio di bergamotta, bergamotta signifie une espèce de petits citrons), et l'huile de pomme de Chine (oglio di Portogallo); cette dernière huile sert souvent à falsifier l'huile de citron; toutes les deux ont beaucoup d'analogie avec celle-ci. Pour l'obtenir parfaitement pure il faut la traiter comme l'huile de térébenthine; elle est composée de

88,4 de carbone = 5 mesures.
11,6 d'hydrogène = 8 »

Sa composition est donc tout-à-fait la même que celle de l'huile de térébenthine; quant à ses propriétés, elle en diffère tellement qu'on doit la regarder comme une substance particulière. Sa pesanteur spécifique est 0,847, et elle a l'odeur des citrons; elle se comporte à l'égard de l'alcool et de l'eau comme l'huile de térébenthine. En absorbant l'acide hydrochlorique, elle forme une substance fusible à 41°, ce qui la distingue déjà de la combinaison qu'on obtient de l'huile de térébenthine.

VI. NAPHTALINE, PARANAPHTALINE ET SUIF DE MONTAGNE.

Naphtaline. On a trouvé jusqu'ici, qu'on peut extraire la naphtaline de toutes les substances composées de carbone et d'hydrogène, moyennant une chaleur blanche ; on l'obtient, par conséquent, de toutes les substances végétales et animales. Lorsqu'on fait distiller celles-ci à la manière accoutumée et à une chaleur graduelle, on obtient du charbon, un liquide aqueux et oléagineux se condense dans le récipient, plusieurs gaz se dégagent ; mais il ne se forme pas de naphtaline. Mais, lorsqu'on fait passer le liquide oléagineux par un tube de fer très incandescent (on peut se servir d'un canon de fusil), et puis, par un tube froid les combinaisons formées à cette haute température ; ce dernier tube se tapissera de beaux cristaux. Ainsi, le goudron de bois, le goudron de houille et le goudron animal ne contiennent ordinairement pas de naphtaline ; cependant on peut conduire la distillation par laquelle on l'obtient de manière à leur en fournir ; en effet, enfoncez la cornue assez profondément dans le feu, pour faire blanchir une partie du col par la chaleur ; les combinaisons, qui se dégagent des substances contenues dans la cornue, en passant par le col, seront décomposées de la même manière que dans un tube fortement échauffé. Le goudron de houille, que fournit la préparation du gaz, contient de la naphtaline, parce que les combinaisons, qui se dégagent de la houille par la distillation, communiquent quelquefois avec l'appareil distillatoire, et acquièrent la température nécessaire à la formation de la naphtaline. C'est pour cette raison qu'il se forme de la

naphtaline dans la préparation du noir de fumée; enfin, il peut même s'en former dans toute combustion incomplète. On peut séparer la naphtaline, contenue dans le noir de fumée, en chauffant celui-ci dans une cornue. On l'obtient le plus facilement en faisant subir une distillation lente au goudron de houille; vers la fin de l'opération la naphtaline se sublime sous forme d'une masse cristalline. On l'obtient en plus grande quantité, en soumettant à la distillation 6 parties de goudron de houille, arrêtant l'opération dès que 3 parties auront passé, conduisant pendant quelque temps du chlore à travers le goudron distillé, et distillant de nouveau le liquide après l'avoir lavé à l'eau; le produit étant refroidi jusqu'à —10°, la naphtaline s'en sépare en grande quantité.

La naphtaline se fond à 78°, elle entre en ébullition à 210°, et se distingue par une odeur particulière, qui ressemble le plus à celle du sureau.

Traitée par l'acide nitrique, elle produit une substance cristalline, qui n'a aucune analogie avec cet acide. Le chlore et le brôme la décomposent, il se forme de l'acide hydrochlorique ou de l'acide hydrobrômique, et un nouveau composé. On peut fondre le potassium avec la naphtaline sans qu'elle s'altère. Voici sa composition :

$$1 \text{ mes. de naphtaline } (=4{,}490) = \begin{cases} 8 \text{ mes. de vap. de carbone} = 4{,}213 \\ 4 \text{ « de gaz hydrogène} = 0{,}277 \end{cases}$$

Paranaphtaline. Lorsqu'en distillant le goudron de houille, on change quatre fois de récipient, on trouve que les deux premiers résultats contiennent un liquide oléagineux, et les deux derniers un liquide mucilagineux. Le liquide du premier récipient ne contient que de la naphtaline, et ceux des trois autres de la paranaphtaline. La paranaphtaline du second récipient cristallise

par un refroidissement à —10°; il est nécessaire de l'extraire des 3e et 4e récipiens, à l'aide de quelque peu d'huile de térébenthine dans laquelle elle se dissout facilement, et de refroidir la dissolution jusqu'à —10°, pour en obtenir également des cristaux; on presse ceux-ci dans du linge, on les lave avec de l'alcool et on les distille.

Ainsi purifiée, elle fond à 180°, et entre en ébullition à une température supérieure à 300°. Échauffée avec précaution elle se sublime sans se décomposer. Insoluble dans l'eau elle n'est que peu soluble dans l'alcool et l'éther. Sa composition est :

1 mes. de v. de paranapht. (=6,741) =	7 1/2 m. de vap. de carb.	=7 1/2	× 0,8438=6,328
	6 « de gaz. hydrog.	=6	× 0,0688=0,413

Il s'ensuit que le carbone et l'hydrogène sont combinés dans les mêmes proportions dans la naphtaline et dans la paranaphtaline; cette dernière ne diffère de la première qu'en ce que sa vapeur est condensée de moitié.

Le suif de montagne. On le rencontre dans les mines de mercure à Idria; on peut l'extraire par l'huile de térébenthine; il se cristallise facilement dans la dissolution chaude. Il se décompose en partie lorsqu'on le distille, et il lui faut une température tellement élevée pour se fondre, qu'il commence déjà à se décomposer à cette température. Il est composé probablement de 1 1/2 volume de carbone et de 1 vol. d'hydrogène. La schérérite et la hatchettine, qu'on trouve également dans la nature, sont identiques ou au moins très analogues au suif de montagne.

VII. L'HYDROGÈNE CARBONÉ VOLATIL, LIQUIDE ET SOLIDE DU GAZ DE L'HUILE.

On a essayé de se procurer un gazlight portatif, en comprimant dans un vase le gaz qu'on obtient lors de la décomposition de l'huile par une chaleur rouge, et dont on se sert pour l'éclairage à l'instar du gaz de la houille. Lorsqu'on comprime dans un vase trente fois autant de gaz, qu'il en peut contenir ordinairement, le quart du gaz employé se transforme en une substance liquide, qu'on peut faire écouler du vase, moyennant un appareil, dans une cornue refroidie à un degré très bas. Ce liquide est composé de trois substances, dont une solide et les deux autres liquides. La substance solide et l'une de celles qui sont liquides, ayant leur point d'ébullition à 85° 1/2, se séparent facilement par la distillation de l'autre substance liquide, qui entre en ébullition au-dessous de 0°; et la substance solide, qui prend cet état lorsqu'elle est refroidi à 0°, peut être séparée de la substance liquide, qui ne se solidifie pas encore à —18°, par le pressurage dans du papier très froid. La pesanteur spécifique de la combinaison volatile est de 0,627; c'est le plus léger de tous les liquides connus.

VIII. NAPHTE.

La naphte, connue aussi sous le nom de petroleum ou d'huile de pétrole, sort du sol dans quelques localités; on la sépare, par la distillation, des substances étrangères qu'elle tient en dissolution. On la trouve dans sa plus

grande pureté à Amiano et à Abscheron, près de Baku. Ce n'est que la naphte d'Amiano, dans le duché de Parme, qu'on ait bien étudiée. On ne peut donc pas affirmer avec certitude que toute huile de pétrole fournisse la même substance par la distillation. La naphte purifiée d'Amiano ne s'altère point par le contact même prolongé du potassium, qu'on conserve ordinairement par ce moyen. Elle entre en ébullition à 85° 1/2, et sa composition est la suivante :

1 mes. de vapeur de naphte = (2,8754)	3 mes. de vap. de carb. $= 3 \times 0{,}8438 = 2{,}5314$
	5 » de gaz hydrog. $= 5 \times 0{,}0688 = 0{,}3440$

L'hydrogène carboné liquide qu'on obtient du gaz de l'huile, a le même point d'ébullition que la naphte; la pesanteur spécifique de sa vapeur a été trouvée égale à 2,96, et sa composition à 3 mes. de vap. de carbone +4 mesures de gaz hydrogène. Cette détermination n'est cependant qu'approximative, attendu qu'on ne peut pas obtenir la substance en question parfaitement isolée d'une combinaison de 2 volumes de vapeur de carbone et de 4 de gaz oxigène, ce qui augmente par conséquent sa teneur en hydrogène; ce composé est donc très probablement de la naphte.

IX. LA PARAFFINE ET L'EUPION.

En distillant la houille ainsi que les substances végétales et animales, on obtient, outre le liquide aqueux, encore un liquide oléagineux. En soumettant celui-ci à la distillation, on obtient d'abord un liquide aqueux surnagé d'huile, et peu de temps après, un corps oléagineux qui se précipite. En changeant de récipient et

recueillant le produit jusqu'à carbonisation complète de la masse employée, on y découvrira déjà la paraffine en assez grande quantité. On peut répéter plusieurs fois cette opération avec le produit, et l'on obtient à la fin un mélange d'huiles pyrogénées avec la paraffine et eupion. En ajoutant peu à peu la moitié en volume d'acide sulfurique, et agitant continuellement, on décompose les huiles pyrogénées. Dès que la masse est devenue très fluide on la place dans un lieu chauffé à environ 50°, il se rassemblera alors sur la surface une huile claire et incolore, qu'on pourra enlever à l'état liquide, ou, en la laissant refroidir, à l'état solide. La paraffine est imprégnée d'une huile liquide, dont on peut la séparer en grande partie en la comprimant dans du papier brouillard, qui l'absorbe; pour opérer complétement cette séparation, il faut dissoudre la paraffine dans l'alcool, dans lequel elle cristallise par le refroidissement en petites feuilles brillantes. La paraffine fond à 44°, en une huile claire, et se coagule en refroidissant en une masse blanche. Sa pesanteur spécifique est 0,98. L'acide sulfurique chauffé avec elle au-delà de 100°, le chlore, l'acide nitrique concentré et chaud, l'acide hydrochlorique, le potassium et une dissolution de potasse n'ont pas la moindre action sur la paraffine; c'est ce qui lui a fait donner le nom de paraffine (parum affinis). Enflammée à l'air à une haute température elle brûle avec une belle flamme. Elle dissout le soufre fondu, le sélénium et le phosphore, et elle est très soluble dans l'éther. L'alcool froid n'a qu'une faible action sur ce corps; 100 parties d'alcool bouillant dissolvent 3,45 parties de paraffine, que le refroidissement en sépare en cristaux. Elle est composée de 2 volumes de gaz hydro-

gène et d'un volume de vapeur de carbone; sa composition est donc parfaitement la même que celles du gaz oléfiant et de l'éthérine; elle ne diffère de l'éthérine solide que par son point de fusion et sa densité.

On obtient l'eupion avec la paraffine, de la manière que nous venons d'indiquer. 33 parties d'eupion sont solubles dans 100 parties d'alcool à la température ordinaire; à chaud, ces deux substances se mêlent en toute proportion. Il est donc facile de le séparer de la paraffine à l'aide de l'alcool. L'acide nitrique concentré et chaud, les acides hydrochlorique et sulfurique, le potassium et une dissolution de potasse, ne l'attaquent pas plus que la paraffine. On n'est pas encore parvenu à l'obtenir dégagé de tout corps étranger. Purifié autant que possible il a une densité de 0,65; il entre en ébullition à 169°, et ne se solidifie pas encore à —20°; il est transparent, sans couleur, sans odeur et sans saveur; la chaleur le dilate plus qu'aucun autre liquide connu. On n'a pas encore examiné sa composition, elle consiste apparemment en hydrogène et en carbone.

X. LA SUBSTANCE SOLIDE DE L'HUILE DE ROSE.

L'huile de rose, qu'on extrait des feuilles de rose, dépose à une température basse de petites feuilles cristallines qui n'ont pas la même odeur qu'elle, et qui forment un corps solide qu'elle tenait en dissolution; on peut en séparer l'huile adhérente avec du papier froid.

Deux de ces combinaisons du carbone avec l'hydrogène sont donc gazeuses à 0°, six sont liquides et huit solides. On a déterminé la pesanteur spécifique de neuf d'entre elles, qui prennent toutes l'état de gaz à une

mpérature élevée; on est donc à même de connaître on-seulement de combien de carbone et d'hydrogène les sont formées, mais aussi de quelle quantité ces deux rincipes se sont condensés dans la combinaison. En oici la composition :

m. de gaz des marais	de 1/2	m. de carb.	et de 2	m. de g. hydr.	
« gaz oléfiant	1	«	« 2	«	
« la subst. volatile du g. de l'huile	2	«	« 4	«	
« la substance liq. du g. de l'huile	3	«	« 4	«	(?)
« la subst. solide du gaz de l'huile	3	«	« 3	«	
« naphte	3	«	« 5	«	
« l'huile de térébenthine	5	«	» 8	«	
« naphtaline	5	«	« 4	«	
« paranaphtaline	7 1/2	«	« 6	«	

On ne connaît pas la pesanteur spécifique de la va- eur de quatre combinaisons, mais bien leur composi- on en poids; la voici :

éthérine liquide est composée de	1	m. de v. de carb. et de	2	m. de g. hydrog.
éthérine solide »	1	« «	2	« «
a subst. solide de l'huile de rose	1	« «	2	» «
a paraffine	1	« «	2	« «
l'huile du camphre artificiel	2	« «	3	« «
e suif de montagne (idrialine)	1 1/2	« «	1	« «
l'huile de citron	5	« «	8	« «

Il est remarquable que dans le nombre de ces com- inaisons il y en a six dont la composition est identique. 'il est possible, en général, que, dans des composés pon- éralement identiques, les principes puissent être com- inés plus ou moins intimement, cette particularité doit voir lieu surtout dans les combinaisons qui nous occu- pent. Des phénomènes semblables se répètent bien sou- vent. Les acides les plus faibles décomposent plusieurs combinaisons que forme la silice avec des oxides métal- iques, lorsqu'elles ont été obtenues par la voie hu-

mide; chauffées au rouge et fondues, ces mêmes combinaisons résistent aux acides les plus forts. Les phosphates manifestent d'autres propriétés avant d'avoir été chauffés au rouge qu'après avoir subi cette calcination. En comparant la pesanteur spécifique du gaz oléfiant avec celle de la combinaison volatile que fournit le gaz de l'huile, on trouve que celle-ci est le double de l'autre, les gaz de la combinaison volatile ont donc subi une double condensation, ce qui suppose une combinaison plus intime des principes. La naphtaline et la paranaphtaline nous offrent des phénomènes semblables; les principes constituans sont 1 1/2 fois plus condensés dans la paranaphtaline que dans la naphtaline.

I. CHLORE, BRÔME, IODE ET HYDROGÈNE CARBONÉ.

1. *Chlorure d'hydrogène carboné.* Un mélange sec de chlore et de gaz des marais ne change de nature ni dans l'obscurité ni à la lumière. En contact avec l'eau, la lumière le décompose : le chlore se combine avec l'hydrogène de l'eau et forme de l'acide hydrochlorique, l'oxigène de l'eau produit avec le carbone, suivant la quantité du chlore, ou de l'oxide de carbone ou de l'acide carbonique, et si la quantité de chlore est insuffisante, une partie de l'hydrogène carboné reste sans altération.

Le chlore et le gaz oléfiant se combinent, au contraire, tant dans l'obscurité qu'à la lumière, et forment un corps oléagineux et liquide, qu'on obtient facilement en introduisant du chlore dans un flacon *a* (*fig.* 58), rempli d'hydrogène carboné et renversé sur l'eau. A la surface de l'eau se forment des gouttes oléagineuses qui ne tardent pas à gagner le fond en vertu de leur densité

de 1,22, et de leur insolubilité presque complète. On peut les recueillir dans une tasse placée au-dessous du col du flacon. Un volume de chlore, dont la pesanteur spécifique est 2,44, se combine avec un volume de gaz oléfiant d'une densité de 0,9814, pour former ce corps oléagineux de la vapeur duquel la densité, facilement déterminable, a été trouvée par des expériences égale à 3,448 ou à 3,46; d'où il suit que les deux volumes des gaz employés se sont condensés en un seul, ce qui fournit une pesanteur spécifique de 3,44. On obtient également cette combinaison en faisant passer un courant d'hydrogène carboné sur divers chlorures métalliques, capables de céder une portion de leur chlore et de former un chlorure d'un degré inférieur, sur le chlorure de sodium liquide, par exemple.

Lorsqu'on mêle l'hydrogène carboné avec le chlore, il se forme toujours un peu d'acide hydrochlorique, et il se condense un peu plus d'un volume de chlore; mieux on empêche le contact du chlore avec le chlorure d'hydrogène carboné produit, plus la proportion précitée sera exacte. On purifie la combinaison par des lavages à l'eau; mise en contact avec l'eau et exposée à la lumière du soleil, elle se décompose en éther acétique et en acide hydrochlorique. En effet

4 m. de g. hy. carb. = 8 m. de g. hy., 4 m. de v. de c., 4 m. de chl. g.
4 m. de gaz hyd. = 4 » 2 m. de g. ox.

= 12 m. de g. hy., 4 m. de v. de c., 2 m. de g. ox., 4 m. de ch. g.

= { 9 m. de v. d'éth. ac. = 8 m. de g. hy., 4 m. de v. de c., 2 m. de g. ox.
  { 8 m. de g. ac. hyd. = 4 » 4 m. de chl. g.

L'huile obtenue étant traitée alternativement par la potasse et l'acide sulfurique, jusqu'à ce que tous deux cessent d'y agir, et distillée avec huit fois son volume

d'acide sulfurique, paraît se transformer en un autre corps, qui ne se décompose plus en éther acétique et en acide hydrochlorique, qui entre en ébullition à 82°4, dont la densité est 1,247 et qui est composé de 8 mesures de vapeur de carbone, 16 mesures de gaz hydrogène et 8 mesures de chlore gazeux.

2. *Brômure d'hydrogène carboné.* Le brôme versé dans un flacon plein d'hydrogène carboné, s'unit à l'instant avec ce gaz; il se forme une substance liquide oléagineuse et incolore, d'une odeur éthérée. Elle se décompose en éther acétique et en acide hydrobrômique; sa composition est donc analogue à celle du chlorure d'hydrogène carboné. Sa pesanteur spécifique est 2,78.

3. *Iodure d'hydrogène carboné.* Lorsqu'on expose à la lumière du soleil un flacon rempli de gaz oléfiant, dans lequel on a mis un peu d'iode, il se formera un corps solide; pour lui enlever l'iode qui s'y trouve en excès, on le lave avec une dissolution faible de potasse dans l'eau. Ce composé est insoluble dans l'eau, mais très soluble dans l'alcool et l'éther; en laissant l'éther s'évaporer lentement, on obtient de grands cristaux colorés en jaune; chauffé avec précaution on peut le sublimer; trop de chaleur le décompose. Il est composé d'un volume d'iode et d'un volume d'hydrogène carboné.

CHLORE, BRÔME, IODE ET CARBONE.

1. *Chlorure de carbone.* Le chlore et le carbone ne se combinent pas directement; on peut mettre un charbon incandescent dans le chlore gazeux, ou y maintenir un charbon au rouge par un courant électrique pendant

long-temps, sans que la combinaison ait lieu. Lorsqu'on opère en présence de l'eau, celle-ci se décompose, et il se forme de l'acide hydrochlorique et de l'acide carbonique. La voie indirecte fournit trois combinaisons de ces corps, dont une solide et les deux autres liquides.

a. Chlorure de carbone solide. Lorsqu'on expose à la lumière du soleil le chlorure d'hydrogène carboné, obtenu par la combinaison du chlore avec l'hydrogène carboné, et renfermé dans un grand flacon rempli de chlore gazeux, le chlore se combine en partie avec l'hydrogène et forme de l'acide hydrochlorique, qu'on fait absorber par un peu d'eau, et en partie avec le charbon, d'où il résulte une masse solide et cristalline, le chlorure de carbone. La même décomposition aura lieu, si on dirige un courant de chlore à travers le chlorure d'hydrogène carboné en ébullition. En dissolvant dans l'éther cette combinaison lavée à l'eau, et soumettant la dissolution à une évaporation lente, on obtient des cristaux incolores et transparens, qui se fondent à 160° et entrent en ébullition à 180°. Le chlorure de carbone est insipide, il a une odeur aromatique, il est insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool; un volume d'hydrogène carboné (= un volume de vapeur de carbone et 2 volumes de gaz hydrogène) condense 5 volumes de chlore pour former 4 volumes de gaz d'acide hydrochlorique (=2 volumes de chlore et 2 volumes de gaz hydrogène); par conséquent, le chlorure de carbone est composé d'un volume de vapeur de carbone et de 3 volumes de chlore.

b. Premier chlorure de carbone liquide. Cette combinaison s'obtient par la distillation de 3 livres d'eau avec 2 onces d'alcool et une livre de chlorure de chaux dans

un alambic très spacieux, qu'on fait communiquer par un tube droit avec l'appareil réfrigérant, que nous avons décrit (p. 101). Le chlorure de chaux, composé d'un mélange de chaux, de chlorure de calcium et de chlorite de chaux, opère par cette dernière combinaison la décomposition de l'alcool. Lorsque 2 onces de liquide se trouvent distillées, on a obtenu toute la quantité du chlorure de carbone qui s'est formée; on l'agite plusieurs fois avec de l'eau, et après en avoir séparé celle-ci, autant que possible, on le distille avec huit fois son volume d'acide sulfurique dans un bain d'eau (p. 102). On obtient également cette combinaison, en faisant passer du chlore dans une dissolution de potasse et d'alcool, ou en distillant de l'esprit acétique avec du chlorure de chaux; elle se forme encore dans d'autres opérations, comme nous le verrons tout-à-l'heure. Ce chlorure de carbone liquide entre en ébullition à 60°,8, sa pesanteur spécifique est 1,2201, et il est composé de 2 volumes de carbone et de 5 volumes de chlore.

c. Second chlorure de carbone liquide. Lorsqu'on fait passer le chlorure de carbone solide en vapeur à travers un tube de porcelaine, rempli de morceaux de porcelaine pour multiplier les points de contact, une portion de chlore se séparera de la combinaison et on obtiendra le chlorure de carbone liquide. Ce corps entre en ébullition à 71°—77°, il est insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool et l'éther. Si on le met dans un vase contenant du chlore gazeux et qu'on l'expose à la lumière du soleil, il se combine au chlore et reproduit la combinaison solide. Ainsi, la lumière opère une combinaison du chlore avec le chlorure de carbone liquide, que la chaleur détruit, ce qui est très remarquable. Le

premier chlorure de carbone liquide, au contraire, ne subit aucun changement par le contact du chlore et de la lumière du soleil. Cette combinaison consiste en un volume de vapeur de carbone et 2 volumes de chlore.

Une quatrième combinaison solide à la température ordinaire, ne s'est formée qu'une seule fois par hasard, pendant une distillation d'acide nitrique, et depuis on n'a plus pu parvenir à la reproduire; elle était composée d'un volume de chlore et d'un volume de carbone.

2. *Brômure de carbone.* Le brômure d'hydrogène carboné avec excès de brôme ne fournit pas de brômure de carbone par l'exposition à la lumière du soleil. On obtient une combinaison liquide à la température ordinaire, en ajoutant du brôme en excès à l'iodure de carbone dont nous parlerons tout-à-l'heure, il se forme de l'iodure de brôme et du brômure de carbone, qu'on peut séparer du premier en agitant le mélange avec une dissolution de soude (oxide de sodium) dans laquelle l'iodure de brôme se dissout. Il forme un liquide clair et blanc, se solidifiant à une température peu élevée et ne fondant pas encore à 6° et 7°. Il est encore incertain si ce brômure de carbone est identique avec l'autre brômure liquide, qui se forme par la décomposition du brômal, dont nous traiterons tantôt et dont la pesanteur spécifique est 2,13. On obtient une combinaison solide lorsqu'on fait agir long-temps le brôme sur l'éther et qu'on distille le liquide à un tiers près. Si l'on ajoute au résidu d'abord une dissolution de potasse et puis de l'eau, il s'en sépare une masse blanche, qu'on doit filtrer et laver; cette masse se fond à 50° et se sublime à 100°.

3. *Iodure de carbone.* Lorsqu'on met l'iodure d'hydro-

gène carboné en contact avec un excès d'iode et qu'on l'expose à la lumière la plus éclatante du soleil, ce mélange ne subira aucune altération ; il est donc impossible de se procurer de cette manière de l'iodure de carbone. Mais ajoutez à une dissolution concentrée d'iode dans l'alcool une dissolution de potasse dans le même menstrue et brassez continuellement, jusqu'à ce que la dissolution d'iode ait perdu complétement sa couleur brune, vous obtiendrez une dissolution claire, dont l'addition de l'eau précipitera un corps jaune qui est l'iodure de carbone; en faisant évaporer la dissolution, vous n'obtiendrez que de l'iodure de potassium. Une portion de l'iode s'est unie au potassium de la potasse, l'oxigène de la potasse, devenu libre, et celui de l'alcool se sont combinés avec l'hydrogène de l'alcool pour former de l'eau, et le carbone de l'alcool s'est porté sur l'autre portion de l'iode pour produire l'iodure de carbone. Il est insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool et l'éther. La dissolution dans l'éther produit de grands cristaux jaunes en s'évaporant lentement. Chauffé jusqu'à 120°, il se décompose en iode et en carbone, chauffé avec précaution jusqu'à 100° il se sublime; il a une odeur très intense et désagréable.

Lorsqu'on distille le deutochlorure de mercure (le sublimé corrosif) avec l'iodure de carbone, il se forme de l'iodure de mercure et il passe du chlorure d'iode et un liquide éthéré ; ce dernier mélange étant arrosé d'eau, le chlorure d'iode se dissout, et il reste un corps liquide plus pesant que l'eau; c'est une combinaison de carbone avec l'iode, contenant moins d'iode que la combinaison solide.

D'après des analyses qu'on a faites au moyen de

l'oxide de cuivre, l'iodure solide est composé de 3 volumes d'iode et d'un volume de carbone, l'iodure liquide de 2 volumes d'iode et d'un volume de carbone.

CHLORE, BRÔME ET ALCOOL.

Chloral (chlorure d'alcool). On l'obticnt en faisant traverser l'alcool par un courant de chlore. On se sert à cet effet d'un tube assez long *a* (*fig.* 59), à une extrémité duquel se trouve soudé un tube plus étroit *b* pour amener le chlore tandis qu'à l'autre bout s'adapte, à l'aide d'un bouchon de liége, un tube *c* servant à recueillir les gaz qui se dégagent. On assujettit le tube de manière à pouvoir le secouer, et l'on chauffe le liquide qu'il contient au moyen de quelques charbons placés au-dessous, ou d'une lampe à esprit-de-vin. On continue le contact du chlore avec l'alcool pendant plusieurs jours, et l'on n'échauffe qu'à la fin le tube maintenu froid d'abord. Il ne se dégage que de l'éther hydrochlorique, et de l'acide hydrochlorique, mais aucune trace d'acide acétique, d'éther acétique ou d'acide carbonique. Ce n'est qu'à la fin de l'opération qu'on obtient un liquide d'une consistance sirupeuse, qui, après quelque temps absorbe de l'eau, et se transforme en une masse blanche et cristalline, mêlée avec un peu d'alcool tenant en dissolution de l'acide hydrochlorique; on la fait fondre avec 5 fois son poids d'acide sulfurique, on enlève le chloral avec une pipette, et l'on répète cette opération plusieurs fois. A la fin on distille sur la chaux le chloral obtenu.

Le chloral est un liquide clair et incolore, d'une densité de 1,502, entrant en ébullition à 94° et se distillant

sans altération; il a une odeur particulière, qui excite les larmes, il est presqu'insipide et se dissout abondamment dans l'eau sans se décomposer. Il est composé de :

carbone = 18,37 = 9 mesures.
chlore = 70,09 = 12 »
oxigène = 11,54 = 4 »

Les dissolutions alcalines et terreuses le transforment, en même temps que l'eau se décompose, en chlorure de carbone liquide au maximum de chlore, en acide hydrochlorique, qui forme avec l'oxide un chlorure métallique et de l'eau, et en un formiate qu'on reconnaîtra facilement en employant la baryte pour la décomposition; le chlore du chloral sera alors au chlore du chlorure de barium comme 1 : 6, et le barium du chlorure de barium au barium du formiate de barite (dans lequel l'oxigène de la base est à l'oxigène de l'acide comme 1 : 3), comme 1 : 2 1/2.

Chlorure de carbone	=	10 chlore	+ 4 carbone		
Acide formique	=		5 »	+ 5 hydrog.	+ 7 1/2 oxig.
Acide hydrochlorique	=	2 chlore		2 »	
	=	12 chlore	+ 9 carbone	+ 7 hydrog.	+ 7 1/2 oxig.
Chloral	=	12 »	9 »		4 »
Eau	=			7 hydrog.	+ 3 1/2 oxig.

En contact pendant quelques jours avec l'eau, le chloral se concrète en une masse solide et blanche, insoluble dans l'alcool et l'éther bouillans et susceptible de se transformer par la distillation avec l'acide sulfurique en éthal liquide, qui se solidifie de rechef après quelque temps par le contact de l'eau. Avec la potasse, elle se transforme en chlorure de carbone, en acide formique et en chlorure de potassium; elle est composée de :

12 chlore, 9 carbone, 6 oxigène et 4 hydrogène.

Le chlore s'est donc combiné encore avec 3 mesures d'hydrogène et il est probable que cette combinaison ne contient pas d'eau, mais l'oxigène et l'hydrogène dans les proportions nécessaires pour former l'eau. C'est la substance solide, qu'on obtient quand on prépare le chloral.

Ether chloré pesant. On l'obtient dissous dans l'alcool, en distillant ensemble l'acide sulfurique, le peroxide de manganèse, le chlorure de sodium et l'alcool; on le sépare de l'alcool au moyen de l'eau. On l'obtient à un plus grand degré de pureté, en saturant l'alcool de chlore à froid, ajoutant un volume d'eau égal au sien et distillant le liquide sur le peroxide de manganèse. Il se forme d'abord de l'éther acétique, puis l'éther chloré pesant, et à la fin du chlorure de carbone se sublime dans la cornue. Mêlé avec une dissolution de potasse dans l'alcool, il fournit le chlorure de carbone liquide, et lorsqu'on le verse sur de l'hydrate de potasse on obtient un corps oléagineux, qui entre en ébullition à 104° et dont la densité est 1,174.

L'éther chloré pesant entre en ébullition à 112°, et sa pesanteur spécifique est 1,227.

Brômal. Si l'on mêle peu à peu 2 1/2 à 2 2/3 parties de brôme avec une partie d'alcool dans un matras susceptible d'être chauffé et muni d'un tube de décharge et d'un entonnoir, et qu'après avoir fait communiquer ce matras avec un flacon vide, à l'instar de la communication établie entre le flacon *a* et le matras de la fig. 25, le flacon vide avec un autre flacon plein d'eau, et ce dernier avec un flacon rempli d'une dissolution de potasse, on chauffe le liquide jusqu'à ce qu'il n'en reste plus que 1/6 dans le matras, on obtiendra de l'acide hydrobrômique, de l'éther hydrobrômique, de l'éther

brômé pesant, du brômal et de l'eau; l'acide hydrobrômique se trouvera dans le 2e et le 3e flaeon, l'éther hydrobrômique et du brômal dans le premier, du brômal et de l'éther brômé resteront dans le matras. Le premier flaeon contient deux liquides; en soumettant le plus pesant à la distillation, à une température peu élevée, l'éther hydrobrômique se dégagera; l'éther agité avee la couche, qui oecupe la surface et qui est une dissolution de brômal dans l'eau, enlèvera à l'eau la majeure partie du brômal, et lorsqu'on fait évaporer l'éther, il restera une masse blanehe et cristalline, dont on obtient le brômal à l'aide de l'aeide sulfurique. La quantité du brômal distillé est insignifiante en comparaison de eelle qui reste dans le matras. On expose à l'air libre dans un lieu humide le liquide de l'alambie; l'éther brômé pesant se volatilise et il reste une masse eristalline. On n'a pas encore étudié ni les propriétés, ni la composition de l'éther brômé pesant.

Cette masse cristalline eonsiste en brômal uni avee de l'hydrogène et de l'oxigène dans les proportions qui forment l'eau; à l'aide de l'aeide sulfurique on en retire le brômal comme nous avons obtenu le ehloral. Le brômal est un liquide ineolore, d'une densité de 3,34; il entre en ébullition à 100° et il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; l'aeide sulfurique ne l'altère point. Les oxides métalliqnes eontenant de l'eau le déeomposent comme le chloral; il se forme un brômure métallique, de l'aeide formique et du brômure de earbone. Le brômal est eomposé, quant aux proportions, exactement de la même manière que le ehloral. Une petite quantité d'eau s'y mêle uniformément, et le mélange donne après huit jours de repos de grands cristaux, composés de brômal,

d'hydrogène et d'oxigène, dans les mêmes proportions que dans la combinaison semblable du chloral avec ces substances.

CHLORE, BRÔME, ÉTHER ET ESPRIT ACÉTIQUE.

Lorsqu'on fait passer du chlore à travers l'éther, (qu'on doit refroidir au commencement de l'opération jusqu'à —10° pour tempérer la violence de l'action du chlore), il se formera d'abord de l'acide hydrochlorique et puis un corps oléagineux, d'une densité de 1,611 et qui entre en ébullition à 139°. Il ne s'altère pas quand on le lave avec de l'eau ou avec une dissolution de potasse, et l'acide sulfurique ne le décompose qu'en partie. Traité avec une dissolution de potasse dans l'alcool, il produit du chlorure de potassium et l'addition de l'eau en excès sépare de la dissolution un corps oléagineux.

Lorsqu'on fait traverser l'esprit acétique par un courant de chlore jusqu'à ce qu'il ne se développe plus d'acide hydrochlorique, on obtient un liquide oléagineux, d'une densité de 1,331, insoluble dans l'eau, et affectant fortement les organes de l'odorat. Il est composé de carbone, d'hydrogène, d'oxigène et de chlore; ce dernier y entre pour plus de la moitié. La potasse et l'acide sulfurique ne l'attaquent pas à la température ordinaire; il y a décomposition à une température plus élevée et de nouvelles combinaisons en résultent.

Nous avons déjà parlé de l'action du brôme sur l'éther; ce sujet mérite d'être mieux étudié.

Nous avons cru convenable de traiter ici d'un grand nombre de combinaisons, de manière à exciter l'intérêt

du lecteur, qui, par une étude plus approfondie de ces substances, en reconnaîtra l'importance et on y trouvera la clef de la découverte de beaucoup de faits nouveaux.

CARBONE ET SOUFRE.

Le soufre et le carbone ne se combinent qu'en une seule proportion. Lorsqu'on chauffe le carbone avec le soufre, la combinaison n'a pas lieu, le soufre se volatilise et le charbon reste. La température à laquelle le soufre entre en ébullition ne suffit pas pour combiner ces deux subtances ; mais si l'on met des charbons incandescens en contact avec les vapeurs du soufre, la combinaison aura lieu à l'instant. On se sert à cet effet d'un tube de porcelaine, ou ce qui vaut mieux encore, d'un tude de fer de fonte grise, qu'on tapisse intérieurement d'une croûte d'argile, en y faisant couler à plusieurs reprises une bouillie d'argile (de la pâte d'argile gâchée avec de l'eau) et chauffant chaque fois le tube. De cette manière la croûte d'argile sèche deviendra assez forte pour empêcher le soufre d'attaquer le fer. Le tube de fer de fonte qu'on emploie pourra avoir une longueur d'un mètre et un diamètre d'environ 10 millimètres. On le remplit de charbons fortement calcinés, en l'échauffant jusqu'au rouge dans un fourneau oblong (*fig.* 60). L'extrémité *b* du tube sera fermée par un bouchon de liége; on perce un petit trou dans la partie supérieure du tube pour y introduire le soufre et on le ferme par un petit bouchon *a*. L'autre extrémité *c* sera fermée également avec un grand bouchon de liége traversé par un tube de verre *o*. Pour faire fermer hermétiquement les grands bouchons, on les cuit avec de

la colle. Le long tube de verre s'engage dans un grand flacon percé d'un trou, dans lequel il s'adapte hermétiquement au moyen d'un bouchon de liége ; l'ouverture ordinaire du flacon est fermée par un bouchon de liége, dans lequel s'adapte hermétiquement un tube *m*, qui passe par la fenêtre. Au fond du flacon se trouve un peu d'eau. Le tube très long *o* adapté à l'extrémité *c* peut être maintenu froid, ou par un filet d'eau tombant goutte à goutte, ou, ce qui vaut mieux, par une enveloppe de glace ou de neige sur toute sa longueur; le tube ne s'engageant pas sous l'eau, l'appareil ne se trouve comprimé nulle part. Quand les charbons sont portés au rouge, on introduit de temps en temps de petits fragmens de soufre dans le trou *a* qu'on ferme chaque fois de suite. Le soufre en fondant coule vers les parties les plus échauffées du tube, qu'on a incliné un peu en le plaçant dans le fourneau; il entre en ébullition et se transforme en vapeur de soufre, qui en passant sur les charbons ardens s'y combine; le *sulfure de carbone* ou le *carbure de soufre* formé, se condense dans le long tube de verre *o*, duquel il s'écoule dans le flacon *f* au fond de l'eau. Comme les charbons retiennent toujours un peu d'hydrogène, du soufre s'unit également avec ce corps pour former un corps gazeux, qui se dégage par le tube *m*. On pourrait obtenir le sulfure de carbone en plus grande quantité et avec plus de facilité en remplissant de charbons un cylindre en fer de fonte de 3 décimètres de hauteur, sur lequel s'adapte exactement un couvercle en fer de fonte muni du long tube *b* et du tube recourbé *c* (*fig.* 61). On place le cylindre dans un fourneau de la capacité de celui que j'ai recommandé en traitant du phosphore (*p.* 54); on fait com-

muniquer, à l'aide d'un bouchon de liége, le tube recourbé avec le tube spacieux *e*, et avec celui-ci le tube long et étroit *f*, qui se rend dans le flacon *n*. Le tube *m* est destiné à conduire par la fenêtre les gaz qui ne se condensent pas. Lorsque le cylindre se trouve porté au rouge, on ouvre de temps en temps le tube *b* fermé par un bouchon de liége, pour y introduire du soufre. Pour se mettre à l'abri de la chaleur on peut placer une plaque de tôle sur le tube. La vapeur de soufre, en traversant les charbons ardens, s'y combine et le sulfure de carbone formé se dégage à l'état de gaz par le tube recourbé; le soufre qu'il entraîne se condense dans le large tube en même temps qu'une partie du gaz, et le reste est condensé dans le tube étroit *f*, placé sur une rigole, à l'une des extrémités de laquelle un filet d'eau arrive goutte à goutte d'un grand vase, moyennant le robinet *d*, et s'écoule dans une tasse *x* suivant le fil *h*. Le vase *n* est rempli à moitié de glace pilée. On continue l'opération jusqu'à ce qu'il ne se forme plus que peu de sulfure de carbone, ce qui indique, que les charbons se trouvent consumés. Le sulfure de carbone ainsi obtenu tient encore du soufre en dissolution; pour l'en séparer, on le distille de la même manière que l'éther brut (*p*. 102.). Après avoir fait distiller les 9/10 du sulfure de carbone, on peut laisser évaporer peu à peu le résidu dans une capsule couverte, et l'on obtiendra de beaux cristaux de soufre.

Le sulfure de carbone pur est un liquide incolore, d'une odeur désagréable, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool et l'éther en toute proportion. Sa pesanteur spécifique est de 1,272; il entre en ébullition à 42° et s'évapore par conséquent très rapidement. Il

est inflammable et brûle avec une flamme bleuâtre en formant de l'acide carbonique et de l'acide sulfureux. Mis en contact avec des métaux en ignition, le sulfure de carbone se décompose, le charbon se dépose et il se forme un sulfure métallique.

Le soufre et le phosphore sont solubles dans le sulfure de carbone, qui dissout huit fois son volume du dernier de ces corps. Un volume de sulfure de carbone est composé de 1/3 volume de vapeur de soufre $\left(=\frac{6,654}{3}\right.$ $\left.= 2,218\right)$ et de 1/2 vol. de v. de carb. $\left(=\frac{0,8438}{2}=0,4219\right)$, la pesanteur spécifique ayant été trouvée de 2,670 par des expériences.

CARBONE, HYDROGÈNE, AZOTE ET OXIGÈNE. — I. URÉE.

Cette substance est une des plus importantes de la chimie tant sur la manière dont elle se forme, que par sa présence dans l'urine, dont elle est un des premiers principes constituans, et encore par les décompositions qu'elle subit. Lorsqu'on verse sur le cyanite d'argent une dissolution d'hydrochlorate d'ammoniaque, il se formera du chlorure d'argent insoluble dans l'eau et du cyanite d'ammoniaque avec de l'eau de cristallisation qui se dissout. Ce sel, ainsi que les sels ammoniacaux en général, contient un volume d'eau sur 2 volumes d'ammoniaque. En examinant la dissolution du sel, on y reconnaîtra, au moyen des acides ou des alcalis, la présence de l'ammoniaque et de l'acide cyaneux; mais lorsqu'on fait bouillir cette dissolution, on n'y découvrira ni l'ammoniaque, ni l'acide cyaneux et en évaporant la dissolution, on obtient une substance cristallisée en prismes, qui s'est formée par conséquent des prin-

cipes du cyanite d'ammoniaque, combinés d'une manière différente pour produire un nouveau corps.

L'acide cyaneux	=	2 m. de carb. +	2 m. d'az. +	1 m. d'ox.	
L'ammoniaque.	=		2 » »		+ 6 m. d'hyd.
L'eau.	=			1 m. d'ox. +	2 »
La nouvelle substance	=	2 m. de carb. +	4 m. d'az. +	2 m. d'ox. +	8 m. d'hyd.

On peut se procurer le même corps, soit en arrosant d'ammoniaque le cyanite de plomb, soit en faisant absorber du cyanogène gazeux par l'eau, et laissant reposer la dissolution pendant quelque temps; dans ce cas il se forme par la décomposition de l'eau.

Ce corps qu'on obtient de cette manière de substances, qui, ainsi que nous le verrons plus tard, ont été produites, sans l'emploi d'une combinaison due au règne organique, occupe le premier rang parmi les principes constituans de l'urine et se forme dans l'organisme animal. On peut l'extraire facilement et en grande quantité de l'urine. A cet effet on évapore l'urine avec précaution et dès qu'elle est sèche on la dépouille au moyen de l'alcool absolu de tout ce qu'en peut dissoudre ce menstrue. Ensuite on retire l'alcool par la distillation, on dissout le résidu dans une petite quantité d'eau, on décolore la dissolution par l'ébullition avec du charbon animal, et en brassant continuellement on ajoute à la dissolution filtrée une dissolution d'acide oxalique en ébullition, aussi long-temps qu'il y a précipitation : ce précipité sera composé d'acide oxalique et d'urée. Dès que la température du mélange s'élève au-dessus de 50°, on le laisse refroidir un peu; on filtre le précipité et on le lave à l'eau froide. En évaporant le liquide filtré, on obtient encore plus d'oxalate d'urée. Dissolvez le précipité dans l'eau bouillante et faites le bouillir avec un peu

de charbon animal, après que la dissolution filtrée sera refroidie, l'oxalate d'urée prendra la couleur de neige. On dissout les cristaux dans l'eau bouillante en ajoutant à la dissolution du carbonate de chaux (de la craie) en poudre très fine. L'acide oxalique forme avec la chaux une combinaison insoluble dans l'eau, l'acide carbonique se dégage avec effervescence et l'urée reste dissoute dans le liquide; on peut l'en retirer par une évaporation ménagée. On obtient à la fin une masse saline, qu'on dissout dans l'alcool concentré; toutes les matières étrangères restent alors indissoutes, et en évaporant lentement la dissolution spiritueuse on obtient l'urée en cristaux. Parmi les nombreuses méthodes qu'on peut employer pour la préparation de l'urée, celle-ci mérite la préférence.

Les cristaux de l'urée sont sans couleur et sans odeur; leur saveur est rafraîchissante, semblable à celle du nitre, ils ne s'altèrent pas à l'air sec. Ils se liquéfient à l'air très humide dont ils attirent l'eau pour s'y dissoudre; leur pesanteur spécifique est de 1,35. Ils se dissolvent à la température ordinaire dans un poids d'eau égal au leur, et dans l'eau chaude en toute proportion; la dissolution n'altère pas les couleurs végétales. Échauffés jusqu'à 120°, les cristaux se fondent; chauffés davantage, ils se décomposent en ammoniaque, qui se dégage et en acide cyaneux, qui reste dans le vase, comme nous le verrons plus amplement en traitant de cet acide.

Lorsqu'on fait bouillir de l'acide sulfurique avec l'urée, il se dégage de l'acide carbonique et du sulfate d'ammoniaque reste dans le vase; si on l'échauffe avec la potasse, il se dégage de l'ammoniaque et il reste du carbonate de potasse.

Le carbonate d'am.	=	2 m. de carb.	+ 4 m. d'ox.	+ 4 m. d'az.	+ 12 m. d'hy.
L'urée.	=	2 »	+ 2 »	+ 4 »	+ 8 »
De l'eau.	=		2 m. d'ox.		+ 4 »

Ainsi, dans la réaction de l'urée sur l'acide sulfurique et sur la potasse, l'eau est décomposée. En traitant de l'ammoniaque je dirai comment on a trouvé la composition du carbonate d'ammoniaque.

La même décomposition a lieu quand on garde pendant long-temps une dissolution d'urée dans une grande quantité d'eau, dans 100 parties, par exemple; elle est accélérée par l'addition de quelque ferment, par exemple, d'un peu de mucilage, de colle ou d'autres matières indifférentes. Telle est la raison de la promptitude avec laquelle l'urine se putréfie.

C'est à cette décomposition de l'urée et à la manière dont le cyanite d'ammoniaque engendre cette substance qu'il faut rattacher l'idée que nous devons nous former de la composition des diverses espèces de sucre capables de se transformer en alcool par la fermentation.

En effet, de même que dans l'urée, l'azote, le carbone, l'oxigène et l'hydrogène, sont combinés immédiatement et non pas sous forme d'acide cyaneux, d'ammoniaque et d'eau; de la même manière le carbone, l'oxigène et l'hydrogène se trouvent combinés immédiatement dans le sucre, et ce n'est que par la fermentation que ces corps se réunissent pour former de l'acide carbonique et de l'alcool.

En ajoutant de l'acide nitrique ou de l'acide oxalique à une dissolution d'urée, on obtient un précipité cristallin. Par une évaporation lente on peut obtenir ces deux combinaisons en plus grands cristaux; elles sont toutes les deux privées d'eau. L'oxigène de l'urée dans la com-

binaison avec l'acide nitrique, est à l'oxigène de l'acide nitrique dans le rapport de 2 : 5, et dans la combinaison avec l'acide oxalique à l'oxigène de l'acide oxalique dans le rapport de 2 : 3; 100 parties d'eau froide ne dissolvent que 4,37 d'oxalate d'urée, et 100 parties d'alcool froid seulement 1,6. Voilà ce qui rend cette combinaison propre à l'extraction de l'urée. L'urée se combine aussi avec des bases et notamment avec celles qui sont faibles; si l'on ajoute à une dissolution de nitrate d'argent d'abord de l'urée et puis une dissolution d'hydrate de potasse, l'oxide d'argent se précipite en combinaison avec l'urée.

Ces combinaisons de l'urée méritent une attention encore plus particulière que celle qu'on leur a accordée jusqu'à présent; car l'urée paraît se comporter avec beaucoup de substances de la même manière que l'eau, qui se combine avec les acides, les bases et les sels. L'urée a plus d'affinité pour les acides nitrique et oxalique que l'eau; cependant cette affinité est assez faible pour qu'une dissolution de la combinaison avec l'acide nitrique se comporte de la même manière que l'acide nitrique pur avec des corps combustibles, par exemple, avec le cuivre, qui en dégage de l'oxide d'azote. Un très grand nombre de combinaisons de nature organique, ont de l'analogie avec l'urée et l'eau, par exemple, les matières colorantes. La combinaison de ces matières avec d'autres substances, telles sont avec les acides ou les bases ne pouvant avoir lieu qu'au moyen de l'eau, c'est l'affinité prépondérante de l'eau ou celle de ces matières pour les corps avec lesquels on les unit qui détermine la combinaison; si l'affinité de l'eau est plus forte, la combinaison n'a pas lieu. Quelques matières colorantes ont plus d'affinité pour l'alumine que l'eau: pour d'autres

corps leur affinité est plus faible. Il peut donc arriver bien souvent que la base la plus énergique soit incapable d'enlever à une base plus faible des substances combinées avec elle, à cause de son affinité pour l'eau plus grande que pour la matière colorante. C'est ainsi que l'acide sulfurique ne décompose pas le nitrate d'urée, parce que l'affinité de l'acide sulfurique pour l'eau et celle de l'acide nitrique pour l'urée sont trop prononcées. Quelques substances ont toujours une plus grande affinité pour les acides et les bases que l'eau; par exemple, la matière colorante violette, qu'on obtient en saturant exactement d'un acide, la couleur bleue du tournesol, (combinaison de la matière colorante violette avec des bases). La matière colorante violette forme avec les bases des combinaisons bleues et avec les acides des combinaisons rouges, d'une couleur tellement intense, qu'un papier teint de la matière colorante violette accuse la présence de la moindre trace de bases ou d'acides contenus dans une dissolution.

II. BENZAMIDE.

Lorsqu'on fait passer du gaz ammoniaque sec sur le chlorure de benzoïle, ce gaz est absorbé rapidement et il se forme un corps solide, qui enveloppe le chlorure de benzoïle de manière à l'empêcher de se mettre en contact avec le gaz ammoniaque, et qui fait ainsi qu'on est obligé de broyer à plusieurs reprises la matière employée pour que la décomposition soit complète. Si on verse de l'eau froide sur la masse blanche il se dissout du sel ammoniac; le résidu, qui est la benzamide, se dissoudra dans l'eau bouillante, et se déposera en cristaux

de la dissolution refroidic. Presqu'insolublc dans l'eau froide, elle se dissout facilement dans l'alcool et l'éther; sa dissolution dans l'éther fournit de beaux cristaux. Elle se fond à 115°; chauffée davantage, elle entre en ébullition et se volatilise sans se décomposer. On l'a trouvée composée de : 14 mesures de vapeur de carbone, 14 mesures de gaz hydrogène, 2 mesures de gaz azote, et 2 mesures de gaz oxigène. C'est ce qui fait comprendre la formation de la benzamide; car :

Ch. de b. =	14 m. de v. de c.	10 m. de g. hy.	2 m. de g. ox.	2 m. de g. ch.	
Ammon. =		12 »			4 m. de g. az.
Benzam. =	14 m. de v. de c.	14 m. de g. hy.	2 m. de g. ox.		2 m. de g. az.
Sel am. =		8 »		2 m. de g. ch.	2 »

Une dissolution concentrée de potasse et de benzamide ne développe pas d'ammoniaque à la température ordinaire; échauffée, elle dégage de l'ammoniaque et donne de l'acidc benzoïque. Lorsqu'on dissout la benzamide dans l'acide sulfurique il se forme du sulfate d'ammoniaque et de l'acide benzoïque. La benzamide et l'eau sont décomposécs en même temps, comme dans l'expérience analogue avec l'urée, car :

Benzamide. =	14 m. de v. de c. +	14 m. de g. hy. +	2 m. de g. ox. +	2 m. de g. az.
Eau. =		2 »	1 »	
Benz. d'am. =	14 m. de v. de c. +	16 m. de g. hy. +	3 m. de g. ox. +	2 m. de g. az.

III. OXAMIDE.

En distillant l'oxalate d'ammoniaque (cristallisé), composé d'acidc oxalique (= 2 mesures de vapeur de carbone + 3 mes. dc gaz oxigène) 1 d'ammoniaque (= 2 mesures dc gaz azote + 6 mes. de gaz hydrogène) et d'eau de cristallisation, on obtient, outre l'cau, le carbonate

d'ammoniaque, l'acide carbonique, l'oxide de carbone et le cyanogène, une substance d'un blanc sale, presqu'insoluble dans l'eau, surnageant en partie le liquide distillé, et formant en partie un sublimé dans le col de la cornue, constituant environ 4 à 5 pour cent du sel employé, et susceptible d'être épurée par des lavages à l'eau. Exposée à un courant d'air chaud, l'oxamide se volatilise; si on la distille dans une cornue, une partie se sublime sans s'altérer et l'autre partie se décompose. On l'a trouvée composée de :

2 m. de vap. de carb., 2 m. de gaz oxig., 2 m. de gaz azote, 4 m. de gaz hydrog.

Échauffée avec l'acide sulfurique en excès, elle se décompose en ammoniaque, qui s'unit à l'acide sulfurique et en un mélange de gaz, dont une moitié est de l'oxide de carbone (= un vol. de carbone + un volume d'oxigène), et l'autre moitié de l'acide carbonique (= un vol. de carbone + 2 vol. d'oxigène). Si on la traite avec une dissolution de potasse, il se forme de l'acide oxalique (= 2 mes. de vap. de carbone + 3 mes. de gaz oxigène), qui se combine avec la potasse, et de l'ammoniaque se dégage. Il ne se forme pas d'autres corps outre l'ammoniaque et l'acide oxalique, qui, étant chauffé avec de l'acide sulfurique concentré, se décompose toujours en oxide de carbone et en acide carbonique; nous pouvons en conclure que, tout comme dans l'expérience avec l'urée, l'oxamide et l'eau se décomposent en même temps, et que l'oxamide s'empare d'une mesure d'oxigène et de 2 mesures d'hydrogène.

IV. DE L'ASPARAMIDE.

On trouve cette substance toute formée dans les as-

perges, les pommes de terre, les racines de réglisse et de guimauve; la racine de guimauve en contient la plus grande quantité, environ 0,7 pour cent de son poids. Après l'avoir coupée et écrasée on y verse quatre fois son volume d'eau froide, et au bout de 48 heures, on filtre et on évapore la dissolution jusqu'à la moitié; on filtre de nouveau le dépôt et on l'évapore dans un bain d'eau jusqu'à consistance sirupeuse. Après quelques jours on obtient de grands cristaux, qui deviennent parfaitement blancs par des dissolutions et cristallisations répétées.

Desséchée à 120°, elle perd 12,58 p. c. de son poids d'eau qu'elle contenait. L'asparamide privée d'eau, est composée de :

carbone	= 39,060 =	8 volumes.
hydrogène	= 6,38 =	16 «
azote	= 22,610 =	4 «
oxigène	= 31,95 =	5 «

Lorsqu'on fait bouillir quelque temps l'asparamide avec la dissolution d'une base énergique, elle se décompose tout-à-fait, il se dégage de l'ammoniaque et la dissolution contient un sel composé d'un acide particulier, l'acide asparmique, et de la base; à l'exception de cet acide et de l'ammoniaque, il ne se forme pas d'autre substance. Le sel de baryte, qui est soluble dans l'eau, est décomposé par l'acide sulfurique : la baryte s'en sépare et si on filtre la dissolution encore chaude, l'acide peu soluble dans l'eau froide se sépare également en petits cristaux soyeux. La chaleur ne prive pas cet acide de l'eau qu'il contient; mais en le combinant avec de l'oxide de plomb, on lui fait perdre 7,42 p. c. d'eau. L'acide anhydre est composé de :

carbone = 41,78 = 8 volumes,
hydrogène = 5,11 = 12 «
azote = 12,09 = 2 «
oxigène = 41,02 = 6 «

Dans les combinaisons de cet acide avec les bases et l'eau, l'oxigène de celles-ci est à l'oxigène de l'acide, dans le rapport de 1 : 6.

Asparamide.	= 8 m. de c.	+	16 m. d'hyd.	+	4 m. d'az.	+	5 m. d'ox.
Eau.	=		2 m. »				1 m. »
	8 m. de c.	+	18 m. d'hyd.	+	4 m. d'az.	+	6 m. d'ox.
Acide asparmique.	= 8 m. »		12 m. »		2 m. »		6 m. »
Ammoniaque.	=		6 m. d'hyd.	+	2 m. d'az.		

SILICIUM.

De toutes les matières qui forment la croûte de notre globe, la silice ou terre siliceuse est la plus répandue. Le quartz, le sable libre et celui que contient le grès dur, ne sont que de la silice mêlée avec un petit nombre de matières étrangères; elle est unie à l'alumine et à la potasse dans le feldpath, dans le mica et dans d'autres minéraux; elle forme encore un grand nombre de minéraux par ses combinaisons avec d'autres substances. On peut décomposer la silice en la chauffant avec le potassium; il se forme de la potasse (oxide de potassium) et le silicium se sépare, ce qui nous fait voir que la silice est composée d'oxigène et de silicium. Mais on obtient plus facilement le silicium en grande quantité, en décomposant une combinaison de fluorure de silicium et de fluorure de potassium, qu'on se procure en saturant de

potasse une dissolution de fluorure de silicium ou d'acide fluo-silicique. Cette nouvelle combinaison, qui n'est que peu soluble dans l'eau, sera séparée par le filtre et séchée à une température élevée, mais qui ne doit pas atteindre la chaleur rouge. On mêle une partie de cette combinaison avec 8/10 à 9/10 de potassium dans un tube de verre fermé par un bout, qu'on chauffe doucement, en remuant le mélange avec un fil de fer, jusqu'à ce que le potassium soit fondu (*fig.* 62). Placée au-dessus d'une lampe à esprit-de-vin, la masse s'échauffe au rouge avant que le verre, dans lequel elle est contenue, ait atteint cette température; le potassium se combine avec le fluor du silicium, et le silicium devenu libre, avec une portion du potassium. En mettant dans l'eau froide ce mélange, qui est composé de fluorure de potassium, de siliciure de potassium et d'un peu de fluorure de silicium et de potassium non réduit, il se dégage de l'hydrogène; le siliciure de potassium étant décomposé, du silicium se sépare, et par la décomposition de l'eau il se forme de la potasse qui se dissout. Si on met sur un filtre et qu'on lave à l'eau chaude ce qui est insoluble, l'affinité de la potasse libre pour la silice opère la décomposition de l'eau et l'oxidation du silicium; il est donc nécessaire de ne laver qu'à l'eau froide. Au bout de quelque temps, le liquide qui passe, réagit comme un acide, parce que le fluorure de silicium et de potassium non décomposé, qui est un acide, se dissout. On continue à laver jusqu'à ce que l'eau ne dissolve plus rien.

Le silicium qu'on obtient ainsi dans son état de pureté est une poudre brune sombre, qui salit fortement les objets qu'elle touche; enflammé à l'air, il brûle mais il ne s'en consume qu'un tiers, dans l'oxigène lui-même il en

reste au moins les 2/5, parce que la silice formée enveloppe le silicium qui reste, et qui d'ailleurs, une fois chauffé, ne brûle plus directement. On peut faire rougir le silicium sans une perte considérable, dans un petit creuset de platine, qu'on remplit plus d'à moitié, et qu'on couvre de son couvercle; la silice qui se forme sur la surface est enlevée facilement par un peu d'acide hydrofluorique, qui la dissout. Échauffé fortement, le silicium se contracte, gagne une couleur plus intense d'un brun chocolat, et devient assez dense pour se précipiter au fond de l'acide sulfurique.

Les acides nitrique, sulfurique et hydro-chloro-nitrique n'ont aucune action sur le silicium, ni avant ni après qu'il a été rougi par la chaleur. Avant la calcination, il se combine à chaud avec l'oxigène, et à froid il est dissous avec dégagement d'hydrogène par l'acide hydrofluorique avec lequel il forme du fluorure de silicium, et par une dissolution concentrée de potasse, avec laquelle il donne du silicate de potasse. Après avoir été rougi par la chaleur, lorsqu'il s'est contracté et qu'il est devenu plus dense, il ne s'enflamme plus dans l'oxigène; échauffé fortement devant la flamme du chalumeau, il ne s'altère pas, et il n'est oxidé ni par le nitre ni par le chlorate de potasse en fusion. Les dissolutions d'acide hydrofluorique et d'alcalis, lors même qu'on les fait bouillir avec le silicium, ne l'attaquent pas. La combustion des corps dans l'air atmosphérique offre des exemples analogues et propres à expliquer ces propriétés du silicium. Le charbon poreux, par exemple, s'oxide plus facilement que le charbon dense; plusieurs métaux, entre autres le fer, s'enflamment facilement lorsqu'ils sont très divisés, mais ils exigent une température très élevée, lorsqu'ils se trou-

vent en masse compacte. Mêlé et échauffé avec le carbonate de potasse, le silicium s'oxide complètement; lorsqu'on n'a pris qu'une petite portion de ce sel, l'ignition est vive avant que la chaleur ne soit au rouge, il se forme de la silice et le charbon se sépare. Si l'on prend beaucoup de carbonate de potasse, il se produit aussi de l'oxide de carbone. Fondu avec la potasse ou la soude, le silicium s'oxide en décomposant l'eau de ces alcalis, qui en retiennent toujours une petite portion, même après avoir été portés jusqu'au rouge; il se forme des silicates, de même que dans la décomposition des carbonates alcalins. Dans cette expérience, 100 parties de silicium se combinent avec 108 parties d'oxigène. Hormis la silice, on ne connaît pas d'autre combinaison du silicium avec l'oxigène.

Le silicium chauffé dans de la vapeur de soufre, s'y combine avec ignition et forme, si la combinaison est complète, une masse qui, mise en contact avec l'eau, s'y dissout sans résidu; l'eau est décomposée en hydrogène qui se combine avec le soufre pour former de l'hydrogène sulfuré, lequel se dégage à l'état de gaz, et en oxigène dont la quantité est justement suffisante pour changer le silicium en acide silicique, qui, malgré son insolubilité ordinaire, se dissout dans l'eau. On peut calculer d'après cette décomposition, la composition du sulfure de silicium, comme nous le dirons en traitant de l'hydrogène sulfuré; il contient 70 p. c. de soufre.

Lorsqu'on dirige un courant de gaz chlore dans une petite boule (semblable à celle qui a été décrite p. 69, pour la préparation du chlorure de phosphore) contenant du silicium, celui-ci s'enflamme, se combine au chlore et se convertit en un corps volatil, qu'on peut

obtenir à l'état liquide en faisant communiquer la première boule avec une seconde convenablement refroidie. On peut se procurer de plus grandes quantités de ce chlorure de silicium, en chauffant fortement dans un tube de porcelaine un mélange intime de silice et de charbon, y amenant un courant de chlore et faisant passer les gaz développés à travers un vase maintenu à une température très basse. Le chlore n'a pas assez d'affinité pour le silicium pour chasser l'oxigène de la terre siliceuse; mais si l'on y ajoute du charbon, l'affinité de ce corps pour l'oxigène concourt à l'action, et il se forme de l'oxide de carbone et du chlorure de silicium. Cette méthode est particulièrement importante pour l'extraction du métal de la terre alumineuse, à propos de laquelle j'en traiterai avec plus de détail. La couleur jaunâtre du chlorure de silicium est due à un peu de chlore absorbé; pour la lui enlever on n'a qu'à l'agiter avec du mercure qui se combine avec le chlore libre. En contact avec l'eau il se décompose à l'instant et se transforme en acide hydrochlorique et en silice. Le chlorure de silicium contient donc (p. 72) 82,7 p. c. de chlore. La silice se sépare en gelée. La pesanteur spécifique du chlorure de silicium gazeux est de 5,9, et un volume de ce gaz contient 2 volumes de chlore.

On peut combiner facilement le fluor avec le silicium; il en résulte un corps gazeux; comme il a les propriétés d'un acide, nous n'en traiterons qu'en parlant des acides. La pesanteur spécifique du fluorure de silicium gazeux est de 3,6, et un volume de ce corps contient autant de silicium qu'un volume de chlorure de silicium.

Le silicium s'unit avec plusieurs métaux, notamment

avec le platine et le fer, mais seulement au moment où il se sépare de ses combinaisons.

BORE.

Dans le borax, sel qu'on rencontre dans le commerce, la soude se trouve combinée à l'acide borique, qui est composé d'oxigène et d'un corps simple, auquel on a donné le nom de bore, tiré du nom de ce sel. Le bore ne se rencontre dans la nature qu'uni à l'oxigène, sous la forme d'acide borique, dont nous traiterons avec les acides.

On peut extraire le bore de l'acide borique, en mêlant avec le potassium cet acide en poudre fine, et purgé préalablement d'eau par la fusion, et chauffant le mélange; une portion de l'acide borique est décomposée en bore, qui se sépare, et en oxigène, qui se combine avec le potassium pour former de la potasse; l'autre portion de l'acide borique se porte sur cette potasse, et donne du borate de potasse. Il est plus facile de préparer le bore par une méthode semblable à celle que nous avons suivie pour obtenir le silicium. On emploie à cet effet une combinaison de fluorure de bore et de fluorure de potassium, qu'on obtient en saturant l'acide hydro-fluorique avec l'acide borique, et en y ajoutant goutte à goutte du fluorure de potassium. Pour séparer le bore par le potassium, on doit s'y prendre avec cette combinaison, qui est très peu soluble dans l'eau, de la même manière qu'avec celle dont le silicium

a fait partie, à la différence près, qu'on emploie parties égales de potassium et de fluorure de bore et de potassium, et qu'au lieu d'un tube de verre on se sert d'un cylindre en fer. Lorsqu'on chauffe ces corps, le potassium s'unit au fluor et l'on obtient un mélange de bore et de fluorure de potassium. En le traitant par l'eau, on dissout le fluorure de potassium et le bore reste séparé. Pour les lavages ultérieurs, on doit employer au lieu d'eau pure, qui dissout le bore, une dissolution de sel ammoniac, qui ne le dissout pas, on enlève ensuite le sel ammoniac par l'alcool.

Ainsi préparé, on obtient le bore sous forme d'une poudre brune verdâtre; échauffé jusqu'au rouge, dans le vide ou dans des gaz, qui ne se combinent pas avec lui, il durcit en prenant une couleur plus intense; mais il ne subit pas d'autre altération. Échauffé dans l'air atmosphérique ou dans l'oxigène, il brûle avec une lumière vive en lançant de fortes étincelles, et il se forme de l'acide borique. Fondu avec le carbonate de potasse il décompose l'acide carbonique, et donne du borate de potasse. L'acide nitrique et beaucoup d'autres substances l'oxident facilement en formant toujours de l'acide borique. On ne lui connaît pas d'autre degré d'oxidation.

Le soufre et le bore se combinent avec dégagement de lumière quand on chauffe le bore dans la vapeur de soufre; en dissolvant cette combinaison dans l'eau, on la décompose; il se forme de l'acide borique, et l'hydrogène de l'eau suffit pour engendrer de l'hydrogène sulfuré avec le soufre.

Le bore qui n'a pas encore subi une température rouge, s'enflamme spontanément dans le gaz chlore. Le bore racorni par la chaleur ne présente ce phénomène

qu'à chaud; il en résulte un corps gazeux, qui, mis en contact avec l'eau, la décompose et se transforme en acide borique et en acide hydrochlorique. La pesanteur spécifique du chlorure de bore gazeux est de 4,035, et un volume de cette substance contient 1 1/2 volume de chlore.

Le fluorure de calcium (spath fluor), rougi avec l'acide borique, donne naissance à un borate de chaux et à un fluorure de bore, qui est un acide et dont nous traiterons dans la section qui les concerne. La pesanteur spécifique du fluorure de bore est de 2,308, et un volume de fluorure de bore contient autant de bore qu'un volume de chlorure de bore.

AIR ATMOSPHÉRIQUE

ET PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES DES GAZ.

Il y a très peu d'expériences chimiques dans lesquelles l'air atmosphérique ne joue un rôle important, tant par sa composition que par sa pesanteur et ses autres propriétés. Il est donc d'une nécessité absolue de bien connaître tous les phénomènes de cet agent puissant de la nature, lorsqu'on veut se rendre un compte exact de toutes les opérations chimiques. C'est l'air atmosphérique encore qui nous offre le meilleur exemple pour étudier les propriétés générales des gaz. Du reste, après nous être occupé jusqu'à présent d'une série d'expériences et avoir considéré un grand nombre de phénomènes, il est temps de généraliser nos observations; ce qui ne pourrait se faire que par une étude approfondie de l'air atmosphérique.

LA MACHINE PNEUMATIQUE.

Dans beaucoup d'expériences il est nécessaire de se procurer un espace vide; on se sert à cet effet de la machine pneumatique, dont la description sera le meilleur moyen de nous rendre compte de cette opération. La machine pneumatique la plus simple est composée d'un cylindre creux (*fig.* 63), muni de deux robinets *t* et *s*, et bien arrondi dans l'intérieur, afin que le petit cylindre ou piston *c*, qu'on y fait monter et descendre au

moyen d'une tige, s'y ajuste exactement. Pour faire le vide dans un ballon on y adapte une allonge à laquelle on visse le robinet *s*. Si on ferme le robinet *t* et qu'on ouvre le robinet *s* pendant qu'on fait monter le piston *c*, une portion de l'air contenu dans le ballon se rendra dans le cylindre creux; si on ouvre alors le robinet *t* et qu'on ferme le robinet *s* pendant qu'on fait descendre le piston, l'air qui s'était rendu du ballon dans le cylindre creux, sera chassé par le robinet *t*. Lorsque, le piston étant parvenu au plus bas de sa course, on ferme de nouveau le robinet *t*, après avoir ouvert le robinet *s*, et qu'on fait remonter le piston, une nouvelle portion d'air se rendra du ballon *e* dans le cylindre creux. Si l'on attache une vessie au robinet *t*, on verra l'air se rendre du ballon *e* dans la vessie. On fait mieux encore cette observation, en adaptant au robinet *t*, à l'aide d'un tube de caoutchouc, un tube de verre dont l'extrémité s'engage sous l'eau; alors, chaque fois que le piston descend, le robinet *t* étant ouvert, on voit l'air sortir par le tube et on peut le recueillir dans un cylindre. La quantité d'air expulsé de cette manière diminue au fur et à mesure que l'opération se prolonge, d'où il résulte que l'air se raréfie de plus en plus.

Cette machine pneumatique peut servir également pour comprimer l'air ou d'autres gaz. Veut-on, par exemple, enchâsser dans un vase plus étroit un gaz contenu dans une cloche dont la tubulure soit munie d'une allonge, on visse au robinet *t* cette allonge et au robinet *s* le vase, qui peut être un petit ballon ou un tube de verre armé d'une allonge, et dans lequel on a fait préalablement le vide. On ouvre d'abord le robinet *t* et on fait monter le piston, ce qui fait passer le gaz de

la cloche dans le grand cylindre; on referme alors le robinit *t* en ouvrant le robinet *s*, et on redescend le piston. Le gaz qui s'était rendu dans le grand cylindre sera poussé dans le petit vase; on referme le robinet *s* en ouvrant le robinet *t*, et on relève le piston; alors on referme le robinet *t*, et on fait descendre le piston après avoir ouvert le robinet *s*. En répétant cette opération, on peut condenser dans un vase le double, le triple, le quadruple du volume de gaz qu'il peut contenir ordinairement, et souvent encore davantage, lorsque le vase est assez solide. De cette manière on peut comprimer dans le petit vase du cyanogène et d'autres gaz, qui se liquéfient sous une forte pression, et les obtenir liquides.

Il serait trop pénible de fermer et d'ouvrir continuellement deux robinets; c'est ce qui a fait remplacer l'un de ces robinets dans les petites machines, ou tous les deux dans les grandes machines pneumatiques, par des soupapes. Dans les petites machines, dont on se sert souvent pour les expériences avec les gaz, on adapte la soupape *r* au piston (*fig.* 64), dont la partie inférieure est composée d'un disque de laiton, muni d'une vis trouée dans sa longueur; une bande de taffetas *r* (*fig.* 65), se trouve attachée à la partie supérieure de la vis, pour couvrir l'ouverture *a* du canal *o*. On fait entrer la vis dans une pièce de laiton *c c* (*fig.* 66), percée d'un petit trou *b*, surmontée d'une tige *h*, et enfoncée dans un bouchon de liége *e*, qui presse un cuir tendre *i*, dont il est enveloppé de toute part, contre les parois du cylindre creux dans lequel le piston doit se mouvoir avec frottement. Lorsqu'on fait monter la tige, le taffetas fermant le canal *o*, l'air se rend du vase dans lequel on veut faire le vide, dans le grand cylindre; le robinet *n* étant

fermé, si on fait redescendre la tige, l'air est comprimé dans le cylindre, la bande de taffetas se lève et l'air s'échappe par le trou *b*.

On emploie ces petites machines pneumatiques pour remplir de mercure des cloches (*fig.* 67), dont la tubulure est garnie d'une virole en fer et d'un robinet de même métal *d*, qu'on fait communiquer avec la machine pneumatique. Lorsqu'on fait le vide dans la cloche, le mercure s'élève.

On peut aussi se passer du robinet *n* et le remplacer par une soupape à la base du cylindre; pendant l'ascension du piston la seconde soupape s'ouvre et la soupape supérieure se ferme; pendant la descente du piston, la soupape inférieure se ferme et la soupape supérieure se lève.

Les grandes machines pneumatiques à deux soupapes, présentent à peu près le même mécanisme; cependant, elles ne s'appliquent pas aussi bien aux expériences très exactes que les machines pneumatiques à robinets; car souvent lorsque l'opération tire à sa fin, les soupapes ne se lèvent plus, soit qu'elles se collent au plan sur lequel elles sont attachées, soit par d'autres incidens bien fréquens.—Une grande machine pneumatique à robinets est composée de deux cylindres creux *h*, *g* (*fig.* 68, 69), dans lesquels vont s'élever et descendre les pistons *a'* et *b'*, au moyen des crémaillères *a* et *b*, et de la roue dentée *r*, qu'on tourne à l'aide d'une manivelle, de manière que lorsque l'un des pistons descend l'autre monte. Un canal très étroit *l* passe de chaque corps de pompe dans le canal commun *t*, auquel aboutit le tuyau *p*, qui communique avec le robinet *x*, auquel est luté le tuyau *f*, et avec l'ouverture *d*, sur la platine

de la machine pneumatique. Un robinet travaillé avec beaucoup de soin entre exactement dans le canal *t*. Ce robinet est percé de manière, que lorsque l'aile *s* (*fig.* 70), est placée à gauche, le cylindre *h* puisse communiquer avec l'ouverture de la platine, au moyen du tuyau *p* et par *i n*, et le cylindre *g* par *e t* avec l'air extérieur. Si on tourne l'aile *s* à droite (*fig.* 71), le cylindre *g* communique par *i m* avec l'ouverture *d*, et le cylindre *h* avec l'air atmosphérique par *e t*; pour empêcher la rentrée de l'air atmosphérique, on ferme l'ouverture *t* par une soupape. Lorsque l'aile se trouve placée verticalement, les deux cylindres communiquent ensemble par *o c*, mais l'air ne peut arriver ni dans l'un ni dans l'autre. On fait le vide dans une cloche *p*, en plaçant l'aile à droite et en tournant la manivelle de manière que le piston *a* s'élève; une portion de l'air contenu dans la cloche et les tuyaux se rend dans le cylindre, et l'air qui se trouve dans le cylindre *h* est chassé par le piston *b'* qui descend, pendant que la soupape *t* s'élève. Si on tourne l'aile du robinet de manière qu'elle se trouve placée verticalement, l'air qui est resté dans le petit canal entre le cylindre et le robinet, pouvant se rendre dans le cylindre *g*, se raréfie autant que l'air qui s'y trouve déjà. Lorsqu'après avoir placé l'aile à gauche, on tourne la manivelle en sens contraire, le piston *b'* se lève et l'air entre dans le cylindre *h* qui se trouve maintenant en communication avec la cloche *p*; l'air, au contraire, qui se trouvait dans le cylindre *g*, est chassé par l'abaissement du piston *a'*. En continuant quelque temps cette opération, on peut raréfier l'air de la cloche au point qu'il n'y reste plus que $\frac{1}{200}$ de volume de gaz, dont une petite portion est de l'air atmosphérique, la majeure

partie étant de la vapeur d'eau, qui s'est volatilisée des canaux humides. Si on place sous la cloche quelque substance capable de se combiner avec l'eau, par exemple, du chlorure de calcium ou de l'acide sulfurique, il ne restera que $\frac{1}{600}$ de volume de gaz. Pour apprécier cette quantité de gaz, on se sert d'un appareil, dont le jeu ne saurait être compris sans la connaissance de la théorie du baromètre, que je développerai tout-à-l'heure. Cet appareil est composé d'un tube de verre *f*, long au moins de 29 pouces (787 millimètres), et dont l'extrémité inférieure est placée dans un vase rempli de mercure, et l'extrémité supérieure lutée à un robinet. En ouvrant ce robinet, par lequel le tube *f* communique avec la cloche *p*, on peut évaluer le résidu d'air dans la cloche, par la hauteur du mercure dans le tube et l'état du baromètre. Lorsque le baromètre montre 28 pouces (760 millimètres), et que le mercure du tube s'est élevé à 14 pouces (380 millimètres), le vide est fait à moitié; s'il s'est élevé à 27 pouces, il ne reste dans la cloche que $\frac{1}{28}$ d'air. Il est plus commode de se servir d'un tube recourbé à deux branches (*fig.* 69), dont l'une *b*, se trouve lutée au robinet *x*, et l'autre *a*, est fermée à la lampe et remplie de mercure. Si le vide est parfait dans la cloche, le niveau du mercure sera le même dans les deux branches; si le mercure est plus élevé dans la branche *a* que dans la branche *b*, on consultera le baromètre; lorsqu'il montre 28 pouces et que le mercure est plus élevé d'un pouce dans une branche que dans l'autre, on en conclut que la cloche contient encore $\frac{1}{28}$ de volume de gaz.

Il est facile de voir, que lorsque le piston *b* est monté au sommet de sa course, et qu'après avoir placé à droite l'aile *s* du robinet on fait descendre le piston, l'air du

cylindre *h* sera comprimé et ne pourra s'échapper que par l'ouverture *d*; on pourrait donc comprimer fortement l'air dans un vase vissé sur *d*, en opérant de la même manière que lorsqu'on veut faire le vide, à la différence près, que dans le premier cas l'aile du robinet doit être placée du côté opposé.

Détermination de la pesanteur spécifique des gaz et du poids de l'air.

On dit ordinairement, qu'un corps est plus pesant qu'un autre, lorsque le poids des deux corps, pris sous le même volume est différent. Il est possible d'exprimer exactement par des nombres, le rapport qui existe sous ce point de vue entre les divers corps. On a choisi avec raison, l'air atmosphérique, comme point de comparaison pour les gaz, et l'eau pour les corps solides et liquides, c'est-à-dire, on a pris l'air et l'eau pour unités. Ainsi, le nombre qui indique la pesanteur spécifique d'un gaz, exprime le rapport du poids de ce gaz à celui de l'air atmosphérique, et la pesanteur spécifique d'un corps solide ou liquide, est le rapport du poids de ces substances à celui de l'eau, lorsque ces corps ont le même volume que l'air ou l'eau.

On se sert pour les gaz d'un ballon muni d'un robinet (*fig.* 72), qu'on visse sur l'ouverture *d* de la platine de la machine pneumatique; on fait le vide dans le ballon et on démonte le robinet après l'avoir fermé. On y adapte au moyen d'un tube de caoutchouc, un tube rempli de chlorure de calcium, et on l'ouvre de rechef; le ballon se remplit alors d'air atmosphérique, qui s'est desséché

parfaitement en passant par le chlorure de calcium. On pèse le ballon plein d'air sec, et après y avoir fait le vide on le pèse de nouveau; ce qu'il pèse en moins, est le poids de l'air qu'on en a fait sortir. Alors on introduit dans le ballon le gaz dont on veut déterminer la pesanteur spécifique; il occupera le même espace que l'air atmosphérique qu'on en a fait sortir. La différence entre les poids du ballon rempli de ce gaz et du ballon vide, donne le poids du gaz, qui a pris la place de l'air atmosphérique chassé. Ainsi en comparant le poids de l'air atmosphérique qu'on a fait sortir du ballon avec celui du gaz, et prenant le poids de l'air pour unité, on obtient la pesanteur spécifique du gaz.

Poids d'un ballon rempli d'air sec	= 192,000	gr.
poids du ballon vide	= 181,000	«
poids de l'air sorti du ballon	= 11,000	«
poids du ball. rempli de gaz acide carb.	= 197,7695	«
poids du ballon vide	= 181,000	«
poids du gaz acide carbonique	= 16,7695	gr.

11,000 : 16,7695 = 1 : 1,5245.

La pesanteur spécifique du gaz acide carbonique, est par conséquent de 1,5245 (p. 86).

Pour remplir le ballon de différens gaz, on se sert d'une cloche, dont la tubulure est munie d'une virole à laquelle on peut visser le robinet *d* (*fig* 73). On place la cloche dans une cuve à mercure, et on y fait le vide au moyen de la petite machine pneumatique, vissée sur le robinet; alors la cloche se remplit de mercure. On fait arriver le gaz sous la cloche à travers un tube rempli de chlorure de calcium; on met également sous la cloche quelques fragmens de chlorure de calcium qui surnagent le mercure. Lorsque la cloche est

remplie de gaz, on ouvre de temps en temps les robinets e et d, qu'on ne referme plus du tout à la fin. On continue le développement du gaz jusqu'à ce que le ballon et la cloche en soient remplis et que le mercure occupe le même niveau à l'intérieur de la cloche et à l'extérieur; alors on dévisse le ballon pour le peser. Il est nécessaire d'observer le thermomètre ainsi que le baromètre en déterminant la pesanteur spécifique; s'il n'ont varié ni l'un ni l'autre pendant l'opération, il n'y a pas lieu à faire de correction dans le calcul; mais lorsqu'il y a eu quelque variation, il est facile de calculer la différence qui en résulte dans les poids du gaz et de l'air; je rapporterai tantôt ce calcul en parlant du baromètre et de la dilatation des gaz par la chaleur.

On détermine de la même manière le poids de l'air atmosphérique, par exemple, celui d'un pouce cube, en employant un ballon dans lequel on fait le vide, qu'on pèse et qu'on remplit d'air sec, pour le peser de nouveau. Mais il est nécessaire de connaître en outre la capacité du ballon; on la trouve en déterminant le poids de l'eau ou du mercure, qu'on peut y faire entrer. Le poids de Prusse est déterminé d'après le poids d'un pouce cube d'eau, qui à 18 3/4° (15° R), est fixé à 1 2/9 demi-once (loth); ce qui fait 1,22393 demi-once à la température 0°.

Le ballon pèse, par exemple	12,400 demi-onces,
le ballon rempli d'eau, pèse	591,902 »
ainsi l'eau qui entre dans le ballon,	579,502 demi-onces,

donc $1,22393 : 579,502 = 1 : 473,5$.

Par conséquent la capacité du ballon est de 473,5 pouces cube. Il entre dans ce ballon 0,7526 demi-onces d'air, ainsi $473,5 : 0,7526 = 1 : 0,00159$.

Un pouce cube d'air pèse donc 0,00159 demi-onces, ou 0,3816 grains, un pied cube 2,747 demi-onces, et puisque

$$0,7526 : 579,502 = 1 : 770,$$

il s'ensuit que l'eau est 770 fois plus pesante que l'air. Pour déterminer la pesanteur spécifique des gaz, il n'est pas nécessaire de connaître la quantité d'air restée dans le ballon après qu'on a fait le vide, parce que le gaz qui le remplace occupe exactement le volume de l'air qui a été chassé. Mais il n'en est pas de même lorsqu'on veut déterminer le poids de l'air ; dans ce cas il est nécessaire d'ajouter au poids de l'air qui est sorti du ballon, celui qui y est resté, si ce dernier est, par exemple $\frac{1}{288}$, on doit ajouter $\frac{1}{288}$ au poids de l'air qu'on a retiré de la cloche. Du reste, le poids de l'air atmosphérique n'est exact que pour un état déterminé du baromètre et du thermomètre ; nous parlerons tout-à-l'heure de l'influence de la chaleur et de la pression sur l'air.

Lorsqu'on connaît le poids de l'air, il est facile de calculer celui d'autres gaz, dont la pesanteur spécifique est connue; on n'a qu'à multiplier cette dernière par le poids de l'air. Le poids d'un pouce cube d'air étant de 0,3816 grains, le pouce cube de gaz acide carbonique pèsera $0,3816 \times 1,5245 = 0,5817$ grains. Ces faits sont d'une grande importance, pour déterminer la quantité pondérale de différens gaz, après avoir trouvé leur volume.

LE BAROMÈTRE.

L'air atmosphérique qui enveloppe la terre et dont on peut déterminer le poids d'après la méthode que nous

venons de développer, exerce nécessairement sur tous les objets qu'il touche, une certaine pression qu'un instrument appelé baromètre permet d'évaluer exactement.

Lorsqu'on verse du mercure au fond d'un vase (*fig.* 74), qu'on y place deux tubes de verre ouverts par les deux bouts, et qu'on verse de l'eau sur le mercure, celui-ci s'élèvera dans les tubes. En déterminant la hauteur du mercure, on trouvera qu'elle est à la hauteur de l'eau dans le rapport de 1 : 13 1/2; or, l'eau est 13 1/2 fois plus légère que le mercure, donc la hauteur des deux fluides est déterminée par leur poids. Le développement ultérieur de ce phénomène appartient à l'hydrostatique, qui fait partie de la physique mécanique, et nous n'en faisons mention ici que pour remarquer, que, quand bien même on ne pourrait pas voir la hauteur de la surface de l'eau, il serait possible de déterminer, au moyen de la hauteur du mercure, de quel poids l'eau pèse sur le mercure. Qu'on s'imagine un tube de verre dont un bout ouvert plonge dans le mercure, et dont l'autre extrémité passe au-delà de la limite de l'atmosphère, l'air atmosphérique pèsera sur le mercure, comme l'eau dans l'expérience précitée, et le fera monter assez haut dans le tube de verre, pour que le poids de la colonne de mercure soit égal à celui d'une colonne d'air semblable. On suppose le tube prolongé au-delà de l'atmosphère pour que l'air ne puisse pas s'y introduire par en haut; on atteint le même but en employant un tube de verre fermé à la lampe à l'une de ses extrémités, et d'une longueur d'environ 30 pouces. Qu'on le remplisse de mercure, qu'on le ferme avec le doigt, et après l'avoir renversé dans un vase contenant du mercure, qu'on retire le doigt, l'air atmosphérique ne pourra pas s'y introduire

et la même condition se trouvera remplie qu'avec le tube de verre, qui dépasse la limite de l'atmosphère (*fig.* 75). On trouvera alors que le mercure s'abaisse un peu dans le tube de verre, et y reste stationnaire à une certaine hauteur. C'est donc la pression de l'air atmosphérique qui fait monter la colonne de mercure jusqu'à la hauteur où elle reste stationnaire. Le poids de la colonne permet de supputer celui en vertu duquel l'air atmosphérique exerce sa pression. On a donné à cet instrument le nom de baromètre (de βάρος, pesanteur, et μέτρον, mesure). Dans le baromètre il faut considérer la hauteur verticale de la colonne de mercure, à partir du niveau de ce métal dans le bain où se trouve le tube, jusqu'à la surface, que ce même métal atteint dans le tube. Lorsque le vase dans lequel plonge le tube est une simple cuvette, l'instrument porte le nom de baromètre à cuvette; mais lorsque l'extrémité ouverte *b* (*fig.* 76), est recourbée de manière à former une courte branche, on l'appelle baromètre à siphon. Dans cet instrument il faut déterminer de combien le mercure est plus élevé dans une branche que dans l'autre; mesurer par conséquent la hauteur perpendiculaire de *c* ou *d* jusqu'en *e*. La hauteur ordinaire de la colonne de mercure est de 28 pouces, et, comme on est en état d'observer 1/100 de ligne, on peut déterminer avec une grande exactitude le changement que subit le poids de l'air atmosphérique, et qui influe sur beaucoup d'expériences chimiques délicates. Un pouce cube d'eau pèse 1 1/2 demi-once; mais le mercure pesant 13 1/2 fois plus que l'eau, un pouce cube de mercure pesera 16 1/2 demi-onces; ainsi lorsque le baromètre est à 28 pouces, une surface d'un pouce carré sera comprimée par 28 × 16 1/2 = 462 demi-

onces ou 14 7/16 livres, et un pied carré par 2079 livres. On peut rendre bien évidente cette fortepression de l'air, en collant hermétiquement avec du suif une plaque mince de verre (*fig.* 77) sur un anneau, et plaçant celui-ci sur la platine de la machine pneumatique; si on fait intérieurement le vide jusqu'à un certain point, la pression de l'air extérieur écrasera la plaque de verre. Autre exemple. Deux hémisphères creux (*fig.* 78), capables de former par leur jonction une sphère hermétiquement fermée et munis d'un robinet, étant appliqués l'un sur l'autre, si on y fait le vide, il sera impossible de les séparer à moins d'employer un effort considérable. La pression de l'air nous explique pourquoi l'eau reste dans un vase renversé sur l'eau ou sur le mercure (p. 3); pourquoi en ouvrant la vis *i* (p. 8) du gazomètre, on ne fait pas sortir l'eau de cet appareil; comment on peut utiliser dans la machine pneumatique le tube de verre *f* ou l'appareil à deux branches, pour déterminer jusqu'à quel point l'air est raréfié. Enfin, la pression de l'air donne en outre lieu à plusieurs autres phénomènes qui n'ont pas besoin d'explication ultérieure.

DE LA LOI DE MARIOTTE.

Les gaz, avec lesquels on fait des expériences, devant supporter des pressions plus ou moins fortes, cette circonstance rendrait déjà importante la connaissance exacte des changemens qu'une pression modifiée fait éprouver au volume des corps gazeux; mais ce qui donne à cette recherche un intérêt beaucoup plus grand et plus général, c'est, qu'une loi déterminée préside à ces variations de volume. On peut démontrer facilement la loi de la

compressibilité de l'air, à l'aide d'un tube à deux branches inégales, dont la plus longue est ouverte et divisée en parties d'égale longueur, en pouces par exemple, tandis que la plus courte est scellée et divisée en parties d'égale capacité.

On eommence par introduire un peu de mercure dans le tube, de manière que le niveau de ce métal soit le même dans les deux branches aux points *a* et *a'*, qu'on marque; on verse ensuite dans la longue branche (*fig.* 79), une quantité suffisante de mercure pour que ee corps s'élève dans eette branche au-dessus du point où il s'arrête dans la eourte branche, d'une quantité égale chaque fois à la hauteur de la colonne barométrique. La eolonne *cu*, faisant équilibre à la eolonne *du*, il va sans dire qu'on doit mesurer à partir de *d* jusqu'en *e;* on trouve alors que l'air atmosphérique a été justement eondensé de moitié. On a donné à la longue branche une hauteur de 800 pouees, afin de pouvoir employer une pression de 30 atmosphères, et l'on a trouvé que les espaees oceupés par l'air sont en raison inverse des forces comprimantes; de telle sorte qu'une masse d'air eomprimée par une colonne double de la hauteur barométrique ordinaire, oeeupe un volume moitié moindre que sous la pression ordinaire de l'atmosphère, qui s'élève à une eolonne barométrique. Comprimée par trois, quatre, vingt eolonnes barométriques, elle remplirait un espace trois, quatre, vingt fois plus petit que sous la pression ordinaire.

On montre faeilement que eette loi a également lieu lorsque l'air est dilaté, en remplissant de mercure un tube de verre A, et y plongeant un autre tube plus étroit et divisé en parties d'égale eapacité (*fig.* 80). On laisse

un peu d'air dans le tube étroit, de manière que ce tube étant enfoncé jusqu'en *a*, le niveau du mercure soit le même dans les deux; on élève ensuite le tube étroit jusqu'à ce que le mercure y soit à une hauteur d'une demi colonne barométrique plus considérable que dans le grand tube. On trouve alors que l'espace *b c*, occupé par l'air, s'élève au double de ce qu'il était précédemment. Si l'on continue à monter le tube intérieur jusqu'à ce que *b* et *a* soient à une distance de 3/4 de hauteur barométrique, l'air du petit tube occupera un espace quatre fois plus grand qu'auparavant, de sorte qu'ici également l'espace rempli par l'air, est en raison inverse de la force comprimante. Ainsi, l'air comprimé par 1/2, 1/4, 1/1000 de colonne barométrique, occupe un volume 2, 4, 1000 fois plus grand, que sous une colonne barométrique entière.

Plusieurs expériences chimiques exigent des calculs de cette nature. Lorsque, par exemple, un cylindre *c* rempli de gaz est renversé sur la cuve à mercure, et que ce métal occupe dans l'intérieur du cylindre une hauteur plus considérable qu'à l'extérieur, le gaz est dans un état de raréfaction. On détermine la hauteur *ab* (*fig.* 81); que cette hauteur soit de 4 pouces, la colonne barométrique étant de 28 pouces, le gaz intérieur n'est comprimé que par 24 pouces. Veut-on donc réduire ce volume à ce qu'il serait sous la pression ordinaire, il faut le multiplier par 24 et le diviser par 28; si le premier volume est égal à 7 pouces cubes, le volume réduit à la pression ordinaire s'élève à $\frac{24 \cdot 7}{28} = 6$ pouces cubes. Lorsqu'au contraire le niveau du mercure est plus bas dans le cylindre qu'à l'extérieur, comme dans le cylindre *d*, lorsque, par exemple, le mercure y est déprimé de 4 pouces, le gaz

supporte une pression de 32 pouces. Pour déterminer alors ce que deviendrait ce volume sous la pression ordinaire, il faut le diviser par 28 après l'avoir multiplié par 32; ainsi, si le volume du gaz s'élève à 7 pouces cubes, il occupe $\frac{32 \cdot 7}{28} = 8$ pouces cubes sous la pression ordinaire.

On peut déterminer d'une manière tout-à-fait semblable, la pression qui a lieu dans l'intérieur des vases, lorsque le liquide qu'ils contiennent est de l'eau; on doit seulement considérer qu'une colonne de mercure de 28 pouces fait équilibre à une colonne d'eau d'environ 32 pieds, sa hauteur étant à celle de l'eau : : 1 : 13,567.

Le poids (absolu) de l'air atmosphérique n'est déterminé que pour une certaine pression de l'atmosphère, et il augmente et diminue en raison de l'augmentation ou de la diminution de cette pression. Il en est de même des autres gaz, et lorsqu'on désire connaître leur poids, il est nécessaire d'observer l'état actuel du baromètre, et de réduire le volume des gaz de la manière indiquée. Si l'on a obtenu par exemple, 40 pouces cubes de gaz acide carbonique sous une hauteur barométrique de 27 pouces; ce volume deviendra sous une pression de 28 pouces pour laquelle on connaît le poids d'un pouce cube d'acide carbonique, $\frac{40 \times 27}{28} = 38\ 4/7$ pouces cubes.

La loi de Mariotte étant ainsi démontrée pour l'air atmosphérique, il sera facile de vérifier si d'autres gaz y sont également soumis. On se sert à cet effet d'un cylindre en verre très fort A (*fig.* 82) muni à sa partie inférieure d'un pied en laiton *b* et à sa partie supérieure d'une douille taillée intérieurement en écrou. Au fond de ce vase on place deux tubes de verre *a* et *b* divisés chacun en parties d'égale capacité. Après avoir rempli le

gros tube *a* sur le mercure, avec le gaz qu'on veut comparer avec l'air atmosphérique, on le fixe à l'aide d'un bouchon sans cependant le fermer hermétiquement, dans un vase peu élevé mais d'un assez grand diamètre afin de pouvoir l'introduire commodément dans l'appareil A. Le tube étroit *b* qui est rempli d'air est pourvu d'un petit pied à l'aide duquel il se soutient verticalement. Après avoir introduit les deux tubes dans l'appareil B on commence par y verser un peu de mercure pour isoler les tubes, on le remplit ensuite avec de l'eau, et on visse exactement le couvercle *c* au moyen d'un tourne-vis. Au milieu de ce couvercle est une ouverture (*fig.* 83), dans laquelle on a vissé un robinet surmonté d'une pompe et muni latéralement d'un tube recourbé et terminé en entonnoir *g* servant à introduire de l'eau. Ce robinet est percé de manière que, lorsque l'aile occupe une position verticale (*fig.* 84), l'extrémité *i* de cette aile étant tournée vers le haut, l'eau se rend du tube *g* dans le tube *e* aussitôt qu'on soulève le piston. Si l'on place l'aile dans une situation horizontale, en tournant l'extrémité *i* du côté opposé au tube, la communication avec le tube *g* se trouve interceptée (*fig.* 85), et l'eau qui était entrée dans le tube *e* sera refoulée dans le vase *a* par l'abaissement du piston. Le volume que l'air occupe dans le tube *b* sert à déterminer la pression employée. L'appareil doit être assez solide pour ne pas laisser suinter l'eau sous une pression de 20 atmosphères. Avant de commencer à enchâsser l'eau, on détermine l'état du mercure dans les tubes.

L'eau qu'on fait entrer à l'aide de la pompe comprime l'eau de l'appareil, celle-ci comprime le mercure et celui-ci comprime à son tour les gaz, le tube *b* rempli

d'air atmosphérique indique la pression employée. Des expériences exactes faites de cette manière ont prouvé que les gaz qui ne se liquéfient ni sous une forte pression ni à une température très-basse, tels que l'oxigène, l'azote, l'hydrogène et tant d'autres, se comportent comme l'air atmosphérique, se conformant ainsi exactement à la loi de Mariotte; et qu'au contraire les gaz susceptibles de se liquéfier, étant comprimés jusqu'à une certaine limite, dérogent un peu à cette loi, lorsque la pression employée ne s'éloigne que de quelques atmosphères de cette limite. Mais à une plus grande distance de cette limite, la loi de Mariotte s'applique également à ces gaz; par exemple, l'acide sulfureux se liquéfie sous une pression de 3 1/2 atmosphères. Lorsqu'on comprime des volumes égaux d'air atmosphérique dans le tube de verre *a* et d'acide sulfureux dans le tube *b*, le volume de l'air atmosphérique est au volume de l'acide sulfureux, sous une pression de 2 atmosphères, dans le rapport de 1 : 0,99985, sous une pression de 3 atmosphères comme 1 : 0,9827 et sous une pression de 3,1889 atmosphères comme 1 : 0,9609.

Plusieurs exemples nous ont déjà fait voir que les gaz se combinent suivant une loi déterminée et en volumes simples. Cependant cette loi ne s'applique pas exactement aux substances, qui font exception à celle de Mariotte, lorsque les expériences se font à la température et sous la pression auxquelles l'exception a lieu ordinairement. L'acide sulfureux nous offrira un exemple à l'appui de cette assertion.

DILATATION DES GAZ PAR LA CHALEUR.

L'action de la chaleur sur les corps gazeux a lieu sui-

vant une loi aussi générale que celle de Mariotte, et cette loi est d'autant plus importante pour le chimiste, qu'un grand nombre de phénomènes, qui se reproduisent sans cesse et dont nous avons déjà vu quelques-uns, en dépendent. En chauffant par exemple une cornue (p. 3), nous avons vu se dégager beaucoup d'air atmosphérique; lorsqu'après avoir plongé le col de la cornue dans l'eau on la laisse refroidir, l'eau s'y élève. On peut examiner facilement et avec exactitude la dilatation de l'air, en remplissant d'air sec un tube de verre, auquel on a soufflé une boule, comme à un thermomètre ordinaire. Le tube doit être bien calibré intérieurement. Il est nécessaire de le choisir dans un grand nombre de tubes; on l'éprouve en y introduisant un peu de mercure, autant par exemple qu'il en faut pour le remplir au dixième. Lorsque la colonne de mercure promenée dans diverses parties du tube jouit partout de la même longueur, des longueurs égales du tube correspondent à des capacités égales. On trouve le rapport de la capacité de la boule à celle du tube en déterminant successivement la quantité de mercure nécessaire pour remplir la boule et celle qui entrerait dans le tube seul. Si la boule et le tube peuvent contenir chacun par exemple 10 grains de mercure, il est évident que le tube étant partagé en 1000 parties égales, chaque division du tube vaudra la 1/1000 partie de la capacité de la boule. La vapeur d'eau occupant un espace presque 2000 fois plus grand que l'eau liquide, il faut dessécher soigneusement la boule et le tube et n'y laisser entrer que de l'air sec. On remplit premièrement le tube *m* et la boule *g* de mercure qu'on échauffe, afin de le dépouiller entièrement d'humidité; à l'aide du bouchon *h* (*fig.* 86)

on y adapte un tube rempli de chlorure de calcium. Si l'on tient cet appareil verticalement, la boule tournée vers le haut, le mercure s'écoule, et de l'air atmosphérique desséché par le chlorure de calcium qu'il traverse se rendra dans la boule; néanmoins on laisse dans le tube une petite colonne de mercure *g'* qu'il sera facile de transporter en un point voulu du tube au moyen d'un fil de fer servant en même temps à favoriser la sortie du mercure. On dispose alors le tube dans une caisse quadrangulaire en cuivre A (*fig.* 87) placée sur un fourneau B, de manière à pouvoir être échauffée graduellement. On verse de l'eau dans la caisse jusqu'à ce que le niveau de ce liquide soit élevé d'une quantité notable au-dessus de la boule. On introduit dans l'eau deux thermomètres *v* et *t* ou même un plus grand nombre; il est également avantageux de faire passer par le couvercle de la caisse de petites barres plongeant dans l'eau et garnies à leurs bases d'ailes, au moyen desquelles, quand on fait tourner les barres, l'eau soit mise en mouvement et la température rendue uniforme dans tout le vase. On prend d'abord de l'eau à 0°; le bouchon *o* permet de faire entrer et sortir le tube et la boule. On commence par rapprocher avec le fil de fer, aussi près que possible de la boule, la petite masse de mercure qu'on a laissée dans le tube et qui a pris la forme cylindrique, de manière que la quantité d'air emprisonné dans la boule par le petit globule de mercure, s'élève à 1000 parties, et que la capacité du tube gradué et ouvert soit aussi à peu près la même. On fait avancer dans la caisse le tube avec la boule justement jusqu'au point où se trouve le cylindre de mercure. Cela posé, si l'on chauffe peu à peu le liquide, l'air se dilatera et poussera

le globule de mercure en avant; on enfonce alors le tube plus profondément dans le vase, afin que toute la masse d'air comprise dans la boule et le tube prenne la température du bain chaud. Il sera facile d'observer la dilatation de l'air, qui remplissait la boule, et occupait par conséquent 1000 parties, en examinant les progrès du cylindre de mercure. L'eau étant chauffée depuis 0° jusqu'à 100°, le cylindre de mercure s'avancera de 372 parties; si l'on élève la température depuis 0° jusqu'à 50° seulement, le cylindre de mercure s'arrêtera à la 187e partie; la température continuant à s'élever depuis 50° jusqu'à 100°, il parcourra les 186 autres parties. En faisant l'expérience de degré en degré, on trouvera que chaque degré de chaleur pousse l'index de 3,72 parties en avant. On pourrait étendre cette observation au delà de 300° en remplaçant dans le vase l'eau par de l'huile; et jusqu'à —36° en refroidissant artificiellement l'air de la boule, on trouverait ainsi que la dilatation uniforme a lieu aussi à ces degrés de température; lorsque, au lieu d'air atmosphérique, on emploie d'autres corps gazeux pour faire l'expérience, on trouve après les avoir introduits dans la boule, que, soumis à la même loi, ils se dilatent absolument comme l'air de 0,00375 pour chaque degré du thermomètre, leur volume à 0° étant pris pour unité. Les gaz qui se liquéfient à une basse température ou sous une forte pression font exception à cette loi, mais seulement lorsque la température à laquelle on opère approche du point de leur passage à l'état liquide. Chauffés à partir de ce point ils se dilatent plus fortement jusqu'à ce qu'ils l'aient dépassé de 20 à 30° et encore un peu davantage; au delà de cette température ils rentrent cependant sous la loi

commune. Le gaz acide sulfureux, qui bout à — 10°, appartient à ces substances. En faisant brûler du soufre dans le gaz oxigène on devrait obtenir un volume de gaz acide sulfureux égal à celui de l'oxigène employé, comme nous le verrons dans l'histoire de cet acide, mais l'expérience en a toujours donné un peu moins. Voilà pourquoi la pesanteur spécifique déterminée à la température ordinaire, s'élève aussi trop haut. Car 100 parties en poids d'oxigène se combinant avec 100,58 parties de soufre, la pesanteur spécifique devrait être de $\frac{200,58 \times 1,1026}{100} = 2,2116$; tandis que des pesées directes exécutées à la température ordinaire ont donné 2,247.

Le poids d'un certain volume, par exemple, d'un pouce cube d'air atmosphérique ou de tout autre gaz, tel qu'on l'a déterminé, n'est exact qu'à une certaine température, qu'on fixe ordinairement à 0°. Le volume des corps gazeux augmentant ou diminuant avec la température, lorsqu'on fait des expériences avec des gaz, il faut continuellement observer la température, et faire entrer en ligne de compte les changemens qu'on remarque. A-t-on obtenu, par exemple, 12 pouces cubes d'un gaz à + 20°, la proportion suivante fera connaître ce que serait ce volume à 0° :

$$1 + 0,00375 \times 20 : 1 :: 12 \text{ p. c.} : 11,16 \text{ p. c.}$$

A-t-on obtenu la même quantité de gaz, savoir : 12 p. c., à —20°, on la réduira à ce qu'elle serait à 0° à l'aide de la proportion :

$$1 - 1,00375 \times 20 : 1 :: 12 \text{ p. c.} : 12,97 \text{ p. c.}$$

Veut-on savoir quel volume occuperaient à 10° 12 p. c. d'un gaz obtenu à + 20°, on posera,

$$1 + 0,00375 \times 20 : 1 + 0,00375 \times 10 :: 12 \text{ p. c.} : 11,58 \text{ p. c.}$$

La dilatation considérable de l'air et des corps gazeux

donne naissance à un grand nombre de phénomènes intéressans. L'air chaud et raréfié s'élève, et l'air froid en prend la place. En entr'ouvrant la porte commune de deux chambres (*fig.* 88), dont la température est différente, on observe que la flamme d'une chandelle, placée vers la partie supérieure de l'ouverture est chassée du côté de la chambre froide, que la flamme brûle comme à l'ordinaire, au milieu de l'ouverture, mais qu'elle s'incline du côté de la chambre chaude, lorsque la chandelle se trouve à la partie inférieure; ainsi, l'air pesant et froid se porte par en bas dans la chambre chaude, tandis que l'air léger et chaud de la partie supérieure, s'introduit dans la chambre froide. C'est aussi du courant produit par de l'air échauffé inégalement, que dépend le renouvellement de l'air atmosphérique durant la combustion des corps; on augmente et on règle le courant par des appareils particuliers, tels que les cheminées. Nous reviendrons sur ce sujet en parlant de la combustion. — Les moussons ainsi que les brises de terre et de mer, proviennent également de la dilatation de l'air par la chaleur; la dernière espèce de vent règne particulièrement dans les îles de l'océan entre les tropiques. Lorsque pendant la nuit la température de l'île s'abaisse au dessous de celle de la mer, l'air se porte du milieu de l'île vers la mer; le jour au contraire, le soleil venant à échauffer l'île au point que la température de celle-ci s'élève au-dessus de celle de la mer, l'air chaud et raréfié de l'île monte et fait place à l'air froid et lourd qui y afflue de tous les côtés de la mer. Qu'on se rende lorsqu'il fait chaud dans l'ombre projetée par une maison, un nuage ou tout autre objet, on sentira un courant d'air froid, provenant de ce que l'air chaud s'élève

de la surface échauffée par les rayons du soleil, pour faire place à l'air froid qui vient du côté de l'ombre.

Il nous reste encore à rapporter ici en peu de mots, une question dont les détails ultérieurs appartiennent à la théorie de la chaleur, et qui embrasse la connaissance de la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température de chaque gaz d'un même nombre de degrés, à partir d'un certain point. On a trouvé que la chaleur qu'exige une quantité donnée d'eau, par exemple, une livre pour s'élever depuis 0° jusqu'à 100° est capable de porter depuis 0° jusqu'à 100°, 4 fois autant d'air ou 4 livres d'air; or, l'air atmosphérique est 770 fois plus léger que l'eau : par conséquent, la chaleur qui élève un volume d'eau d'un certain nombre de degrés, augmenterait la température de 3080 volumes d'air de la même quantité. On nomme calorique spécifique ou capacité pour la chaleur, la quantité de chaleur qu'un même volume des divers corps exige pour s'élever du même nombre de degrés; la capacité de l'eau pour la chaleur es donc quatre fois aussi grande que celle de l'air. Lorsqu'on veut exprimer en nombres la capacité des corps pour la chaleur, on prend celle de l'eau pour unité; ainsi la capacité de l'air pour la chaleur est de 0,25, ou d'après les déterminations les plus exactes de 0,2669. La chaleur dilatant les différens gaz de la même manière, il reste encore à résoudre la question de savoir si, pris sous le même volume, ils n'ont pas également besoin de la même quantité de chaleur pour acquérir la même température à partir d'un terme fixe. Les gaz simples présentent cette uniformité; quant aux gaz composés, tel que l'acide carbonique, on n'en sait encore rien.

COMPOSITION DE L'AIR ATMOSPHÉRIQUE.

L'air atmosphérique est composé de quatre substances, dont deux, l'oxigène et l'azote, s'y trouvent en grande quantité, et les deux autres, savoir, l'acide carbonique et la vapeur d'eau, en quantités plus petites.

Toutes les expériences sur la combustion nous démontrent la présence de l'oxigène dans l'air atmosphérique; pour en déterminer la quantité on a divers moyens, parmi lesquels celui qui consiste dans l'emploi du gaz hydrogène mérite cependant la préférence. On peut, en effet, introduire du phosphore dans une quantité donnée d'air et voir combien l'oxidation du phosphore en fait disparaître; le gaz qui disparaît est l'oxigène absorbé par le phosphore. Mais le phosphore, se dissolvant dans le gaz azote qui reste, et quelques autres incidens pouvant troubler l'exactitude de l'expérience, cette méthode ne donne pas de résultat très rigoureux. L'analyse de l'air au moyen du gaz hydrogène se fait dans un tube (*fig.* 89), divisé en parties d'égale capacité et percé supérieurement de deux trous l'un vis-à-vis de l'autre, pour livrer un passage étroit à deux fils de platine qu'on y lute. A sa partie inférieure le tube est percé transversalement d'un grand trou susceptible d'être fermé par un bouchon. Après avoir renversé le tube plein de mercure sur un bain de même métal, on y introduit un peu d'air atmosphérique. On enfonce le tube assez profondément dans le mercure pour que le niveau de ce métal soit le même dans le tube et dans le bain, et l'on détermine le volume de l'air atmosphérique; cela fait, après avoir introduit, à l'aide d'un petit appareil de décharge, à peu près la moitié de ce vo-

lume d'hydrogène, on évalue exactement le volume du gaz ajouté, en replongeant le tube jusqu'à ce que le niveau du mercure soit le même intérieurement et extérieurement. L'étincelle électrique (on se sert à cet effet de la bouteille de Leyde, voy. *fig.* 22,) offre le meilleur moyen pour enflammer le mélange; on voit très distinctement la manière dont la combustion se propage dans toute la masse. Lorsqu'on retire le bouchon, ou bien, lorsque celui-ci ne ferme pas exactement, le mercure s'élève dans le tube. En enfonçant de nouveau le tube jusqu'à ce que l'égalité entre les niveaux extérieur et intérieur du mercure soit rétablie, on trouvera la quantité de ce qui a disparu du mélange; ce qui a disparu est de l'eau liquide, composée de 1 mesure de gaz oxigène et de 2 mesures de gaz hydrogène. Le tiers du mélange éliminé est donc de l'oxigène qui était contenu dans l'air. Supposons, par exemple, qu'on ait pris 56 parties d'air atmosphérique, et que la quantité de gaz hydrogène ajoutée ait porté celle du mélange à 89 parties, on trouvera après la combustion un résidu de 53 3/4 parties, et la teneur en oxigène des 35 1/4, qui auront disparu, sera de $\frac{35\ 1/4}{3}$ = 11 3/4; 56 parties d'air contiennent donc 11 3/4 parties, et 100 parties d'air très approximativement en volume 21 parties, et en poids 23,1 parties de gaz oxigène, la pesanteur spécifique du gaz oxigène étant de 1,1026.

Pour déterminer la quantité d'acide carbonique contenue dans l'air, on prend un ballon d'une capacité connue, et l'on y agite de l'air avec de l'eau de baryte, qui est une dissolution d'oxide de barium (baryte) dans l'eau. La baryte est une base énergique et capable de former avec l'acide carbonique de l'air une combinaison

insoluble, dont on a trouvé la composition par des expériences très exactes. On peut munir le ballon d'un tube recourbé, faire le vide, renouveler l'air, et enlever ainsi l'acide carbonique à une grande quantité d'air. On filtre et l'on pèse le carbonate de baryte, qui s'est formé; il contient 22,34 pour cent d'acide carbonique en poids. Il est facile de réduire, par le calcul, la quantité pondérale en volume, et l'on a trouvé de cette manière, par exemple, que dans le voisinage de Genève, à Chambeisy, 100 parties d'air atmosphérique, contiennent 0,0415 parties d'acide carbonique, terme moyen; le maximum ayant été de 0,0574 et le minimum de 0,0315. Cette expérience montre, comme on aurait aussi pu le prévoir, que la quantité d'acide carbonique contenue dans l'air atmosphérique, varie selon la diversité des phénomènes chimiques qui ont lieu dans la nature pendant les différentes saisons. La composition des sources et différentes opérations chimiques qui s'exécutent à la surface de la terre, se trouvant en liaison avec la teneur variable de l'air en acide carbonique, j'aurai souvent l'occasion de revenir sur ce sujet.

En traitant de la vapeur d'eau, je déterminerai la quantité d'eau contenue dans l'air. Quant à la teneur en azote, elle résulte de la manière indifférente dont ce gaz se comporte; ce qui n'est ni oxigène, ni vapeur d'eau, ni acide carbonique, est du gaz azote, de manière qu'abstraction faite de la vapeur d'eau et de l'acide carbonique, l'air est composé de 21 mesures de gaz oxigène et de 79 mesures de gaz azote.

Pour se procurer de l'air atmosphérique d'un endroit quelconque, on remplit de petits flacons de mercure, qu'on fait écouler au lieu, dont on veut examiner l'air,

et l'on ferme soigneusement les flacons. De cette manière on s'est procuré et l'on a analysé l'air des contrées les plus éloignées de la terre, du voisinage du pôle et des environs de l'équateur, des montagnes les plus élevées et des vallées, des hauteurs qu'on a atteintes dans les aérostats et qui dépassent celle du Chimboraço, et de la surface du globe, et partout on l'a trouvé contenir la même quantité d'azote et la même quantité d'oxigène, à moins que des circonstances locales particulières ne fussent intervenues, qu'on n'eût pris l'air de lieux enfermés, par exemple, de caves ou de fossés infectés par des substances organiques en putréfaction.

La constance de cette composition a donné naissance à l'opinion erronée, que l'air atmosphérique est une combinaison chimique et non pas un mélange. Cependant, nous ne trouvons jamais qu'un mélange possède les mêmes propriétés qu'une combinaison chimique. Un mélange artificiel de 21 parties d'oxigène et de 79 parties d'azote, est analogue quant à ses propriétés physiques et chimiques, à l'air atmosphérique. Toute combinaison chimique donne lieu à un dégagement de chaleur. Si on mêle l'oxigène avec l'azote pour former de l'air artificiel, il ne se dégage pas de chaleur. Nous offrirons encore une autre preuve de ce fait, en traitant des combinaisons de l'azote avec l'oxigène, à l'occasion de l'oxide d'azote, dans la division qui renferme l'histoire des acides.

MÉLANGE DES CORPS GAZEUX.

L'air atmosphérique étant un mélange de gaz azote et de gaz oxigène, et le gaz oxigène étant plus pe-

sant que le gaz azote (le rapport de leurs densités est : : 1,1026 : 0,976), il est sans doute étonnant que ces deux gaz puissent se mêler uniformément. Cependant, un tel mélange uniforme des gaz, nonobstant leur poids est un fait constant, qui se répète avec tous les corps gazeux. Remplissez, par exemple, un vase *a* d'hydrogène, et un autre vase *e* d'acide carbonique (*fig.* 90), joignez-les à l'aide d'une pièce intermédiaire *d*, et ouvrez les robinets *c b*, après avoir placé l'appareil de manière que l'hydrogène, qui est 20 fois plus léger que l'acide carbonique, se trouve en haut; le mélange s'effectuera uniformément et au bout de quelques heures chaque vase contiendra la même quantité d'hydrogène et d'acide carbonique. Plus la pesanteur spécifique de deux gaz est différente, plus leur mélange uniforme s'effectue rapidement.

CIRCULATION DU GAZ OXIGÈNE.

Le poids de l'air atmosphérique faisant équilibre au poids d'une colonne d'eau d'environ 32 pieds, et 100 parties d'air atmosphérique ne contenant que 23,1 d'oxigène en poids, 7,4 pieds seulement de cette colonne balancent l'oxigène; ce qui nous donne une idée de l'exiguité de la quantité d'oxigène qui entoure notre globe. De l'oxigène étant consumé par la combustion, la respiration et la putréfaction des substances organiques, on a calculé combien d'oxigène ces phénomènes font disparaître dans l'espace de 100 années, et l'on a évalué cette quantité à $\frac{1}{7200}$ de l'oxigène de l'air. Ces calculs offrent très peu de certitude; cependant on peut faire voir d'une autre manière que l'oxigène de l'air ne fait que

circuler sur notre globe. Sur un sol qui ne contient que peu de substances organiques, on voit croître un arbre qui fournit beaucoup de bois. Le bois est composé de carbone, d'oxigène et d'hydrogène, et ces dernières substances s'y trouvent dans les proportions nécessaires pour former l'eau. Nous verrons par la suite que le carbone contenu dans les plantes provient principalement de la décomposition de l'acide carbonique de l'air, de manière que l'oxigène qui se combine avec le carbone, dans la combustion et la putréfaction des substances organiques, en est séparé de nouveau par le phénomène chimique qui s'opère dans les plantes.

Des combinaisons et des décompositions accidentelles produisent dans l'air encore d'autres substances, qui se manifestent par leur odeur, et dont l'influence, sur la santé, est d'une grande importance. De petites quantités d'huiles volatiles, qui se forment pendant la floraison des plantes, s'annoncent par l'odeur qu'elles répandent dans l'air; des matières produites par le desséchement des marais, pendant les chaleurs de l'été, donnent naissance à des maladies dans les lieux où elles se répandent. Ces substances ne forment qu'une très faible partie de l'air et échappent à l'analyse; cependant on peut faire voir que ce sont des matières pondérables nageant dans l'air; car on peut les décomposer, par exemple, par le chlore (p. 64.). Nous parlerons ailleurs d'autres météores atmosphériques, qui ne laissent pas que d'intéresser le chimiste, par exemple, des aérolithes, mais qui ne dépendent pas des parties constituantes de l'air.

ANALYSE DES COMPOSÉS D'OXIGÈNE, D'HYDROGÈNE, D'AZOTE ET DE CARBONE.

Les méthodes d'après lesquelles on a fait ces analyses sont très importantes, parce qu'elles nous ont fait connaître, non seulement la composition des substances qui, par leur combustion, nous fournissent de la chaleur et de la lumière, mais en général celle des combinaisons les plus intéressantes, qui se forment dans l'organisme animal et végétal; je me bornerai à indiquer plus tard les résultats de l'analyse de ces combinaisons.

Lorsqu'on fait brûler du bois ou de l'huile, ou toute autre substance composée d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, nous voyons, ou qu'il n'y a pas de résidu du tout, ou qu'il reste seulement un peu de cendre; nous avons donc à examiner quelle est la nature des combinaisons qui se forment à cette occasion et qui échappent à nos regards. On a fait brûler les substances sous des cloches ou dans des vases fermés, et l'on a trouvé qu'il se forme de l'eau et de l'acide carbonique; la composition de ces deux substances nous est assez bien connue. Lors donc qu'on peut déterminer, d'une manière exacte, la quantité d'eau et d'acide carbonique qu'on obtient par la combustion d'une substance, on calculera la quantité de carbone et d'hydrogène dont elle est composée; quant à l'oxigène, on en déterminera la quantité en pesant la substance avant l'opération; l'excès de son poids sur celui du carbone et de l'hydrogène représente la teneur en oxigène. On peut trouver aussi par voie directe la quantité d'oxigène contenue dans une substance quelconque, en déterminant le volume de celui

qu'on emploie pour opérer la combustion. Un volume d'oxigène produit un volume de gaz acide carbonique; le gaz qui a disparu par la combustion s'est donc combiné avec l'hydrogène de la substance employée. Lors donc qu'on détermine l'eau qui s'est formée par la combustion, qu'on en évalue l'oxigène et qu'on déduit de cet oxigène, celui qui a disparu du gaz employé pour la combustion, on obtient la quantité d'oxigène de la substance. La combustion complète et la récolte des substances produites, offrent de grandes difficultés lorsqu'on opère avec le gaz oxigène. On a donc essayé de mêler des substances oxigénées avec les combinaisons combustibles, auxquelles elles cèdent leur oxigène à une température élevée, et de déterminer l'eau et l'acide carbonique produits par la calcination du mélange. On chauffe et on décompose doucement ce mélange dans un tube de verre. Autrefois on a employé comme substance oxigénante le chlorate de potasse; on le remplace actuellement par l'oxide de cuivre, qui donne les résultats les plus satisfaisans. Lorsqu'on emploie le chlorate de potasse, il se dégage aussi de l'oxigène avec l'acide carbonique et l'eau; mais on ne peut pas dépouiller l'oxide de cuivre de son oxigène en le chauffant au rouge. L'oxide de cuivre ne cède de l'oxigène que pour former l'acide carbonique et l'eau. Lorsque la combinaison contient aussi de l'azote, ce corps se dégage à l'état de gaz, et peut être recueilli et déterminé comme tel. Le meilleur moyen de préparer l'oxide de cuivre, consiste à dissoudre dans l'acide nitrique du cuivre purifié, à faire évaporer la dissolution dans un vase de porcelaine et à décomposer le sel desséché dans la capsule, à l'aide du bain de sable; alors on le fait rougir pendant une demi-

heure et au delà, dans un creuset de Hesse, sans néanmoins faire fondre l'oxide qui reste. On peut employer le même oxide de cuivre pour plusieurs expériences, en y versant chaque fois un peu d'acide nitrique; le métal s'oxide de nouveau, et l'oxide se rétablit dans toute sa pureté par la calcination.

Nous indiquerons deux méthodes pour faire ces analyses; la première est intéressante, parce qu'elle a servi à examiner beaucoup de combinaisons avec assez d'exactitude pour rendre inutile toute recherche ultérieure; la dernière ne diffère de la première, qu'en ce qu'elle réunit tous les moyens, qu'on a inventés jusqu'à présent, pour obtenir de la manière la plus commode et la plus simple le plus haut degré de précision.

Lorsque la substance organique était un acide, on la combinait d'abord avec une base, ordinairement avec de l'oxide de plomb, dont on déterminait la quantité. On commencait par dépouiller la substance à analyser de la plus grande quantité d'eau possible. A cet effet, on remplissait de sable une capsule, dont on portait la température à 110°, 120° ou au delà, selon que des expériences préalables avaient démontré que la substance pouvait supporter une température plus ou moins élevée sans se décomposer; après avoir enfoncé dans ce bain un tube contenant la substance, et placé le tout sur la platine de la machine pneumatique, sous une cloche et à côté d'un vase contenant de l'acide sulfurique, on faisait promptement le vide sous la cloche; toute l'humidité de la substance à analyser s'évaporait et se dissolvait à mesure dans l'acide sulfurique, qui a pour l'eau une grande affinité. Cela fait, on pesait la substance et on la mêlait rapidement dans une capsule chaude avec du chlorate

de potasse fondu et pulvérisé, auquel on ajoutait en quantité convenable du chlorure de sodium, pour le rendre moins fusible. On versait le mélange dans un tube de verre *e* (*fig.* 91), seellé par un bout et tiré en bee à l'autre extrémité. On adaptait à ee bec, au moyen d'un tube de eaoutchoue, une petite boule *c*, qu'on faisait eommuniquer avee un tube *d*, rempli de ehlorure de ealcium, et adapté à un autre tube reeourbé *g*, qui s'engagait sous la eloche *f*, contenant du mereure. On ehauffait peu à peu le tube de verre de haut en bas, en l'entourant de eharbons ineandeseens; l'obturateur en fer-blanc *b* empêchait la chaleur de se répandre trop rapidement. Pour prévenir le ramollissement et le boursouflement du tube on l'enveloppait de fer-blane minee. Par la ealéfaetion, le carbone et l'hydrogène de la substanee à explorer se eombinent avee l'oxigène du ehlorate de potasse et forment de l'acide earbonique et de l'eau. On reeueillait l'eau dans la boule *c*, et le chlorure de calcium absorbait le peu de vapeur d'eau qui ne se condensait pas dans la boule. On pesait done eette partie de l'appareil avant et après l'opération, l'augmentation du poids représentait l'eau formée. L'acide earbonique s'est rendu sous la eloehe à l'état de gaz, et lorsqu'on y introduisait une petite boule de verre remplie de potasse humide, et dont l'ouverture un peu évasée était eouverte de peau, qui s'oppose à l'entrée du mercure mais non pas à celle des gaz, la potasse se eombinait avee l'acide earbonique; l'augmentation du poids de la boule pesée avant et après l'opération, était due à l'acide earbonique formé.

L'autre méthode repose sur le même principe et ne diffère de la première que par quelques perfeetionne-

mens, qui la rendent d'une exécution beaucoup plus facile et qui la placent au premier rang parmi les expériences les plus belles et les plus agréables de ce genre, par le caractère de sûreté et l'élégance qu'ils lui impriment, et par l'importance des résultats qu'elle donne. J'examinerai d'abord une combinaison volatile, liquide ou solide, ensuite je ferai voir comment on procède avec les combinaisons qui se décomposent à une température élevée, enfin je présenterai l'analyse des combinaisons azotées.

Pour la caléfaction on se sert d'un petit fourneau en fer-blanc A (*fig.* 92) d'une longueur de 21 pouces, d'une hauteur de 3 pouces et d'une largeur en haut de 4 pouces 1/2 et en bas de 3 pouces; ouvert par derrière, il est percé par devant d'un trou rond (*fig.* 93). Des entailles étroites pratiquées au fond donnent accès à l'air. On le place sur des briques et suivant qu'on veut augmenter le courant d'air on introduit des fils de fer de différente grosseur entre le fourneau et les briques. Deux crochets *bb* sont fixés près des deux extrémités du fourneau sur deux courtes tiges en fer; ils supportent un canon de fusil épais, dans lequel on peut placer un tube de verre à travers une ouverture longitudinale pratiquée à la lime. On entoure en outre le canon de fusil *c* d'une plaque de tôle *d* dont les rebords dépassent un peu ceux du canon de fusil. Le canon de fusil distribue la chaleur d'une manière uniforme, et l'on peut placer partout des charbons ardens sur les rebords saillans, sans s'exposer à fondre le tube de verre.

On brûle les matières dans un tube épais en verre blanc *o*, d'une longueur de 24 pouces jusqu'à la première courbure et d'un diamètre de demi pouce. L'une des extré-

mités du tube va en s'amincissant et se termine enfin par une pointe très fine; recourbée deux fois, cette extrémité présente la forme d'un cou de cygne. Avant d'y verser l'oxide de cuivre, on introduit dans le tube plusieurs parcelles de lame de cuivre, de manière à empêcher l'oxide de cuivre qu'on introduit par l'ouverture *m* (*fig.* 94) de passer dans le col recourbé du tube; après avoir placé le tube dans le canon de fusil on l'entoure d'une quantité de charbons ardens suffisante pour l'échauffer uniformément au rouge. A l'extrémité *m* on adapte, à l'aide d'un bouchon, un tube de verre *n* communiquant avec une pompe à main, dont j'ai déjà donné la description, et sur l'usage spécial de laquelle je reviendrai tantôt, et on fait passer un courant d'air à travers l'oxide de cuivre jusqu'à ce que les tubes cessent de se ternir par l'humidité. On retire alors le tube du fourneau et après en avoir fermé l'ouverture *m* avec un bouchon sec on le laisse refroidir.

Pour opérer la combustion d'une quantité déterminée d'une substance liquide, volatile, on prend un tube thermométrique d'un verre épais, et on l'étire à un bout en pointe très déliée; on effile également l'autre extrémité, mais de manière à y laisser encore un petit bout du tube à l'aide duquel on l'adapte à la machine pneumatique (*fig.* 95). On souffle au milieu du tube une boule à parois très minces. On commence par faire passer un courant d'air au moyen de la machine pneumatique à travers la boule, en l'échauffant pour éliminer jusqu'à la moindre trace d'humidité que l'insufflation peut avoir introduite; on détermine alors le poids du tube de verre et après l'avoir adapté de rechef à la machine pneumatique, on plonge la pointe déliée dans

le liquide à analyser. Au moyen de la machine pneumatique on fait monter le liquide avec précaution jusqu'à ce que la boule et la moitié du tube étroit supérieur soient remplies, et après avoir scellé cette extrémité au chalumeau, et l'avoir plongée avec la boule dans de l'eau froide, on scelle aussi l'autre extrémité près du niveau de l'eau. De cette manière on peut remplir la boule d'une quantité suffisante de liquide pour que l'excès de la dilatation de celui-ci sur celle du verre la fasse déjà éclater à une température de 30—40°, au milieu, là où elle résiste le moins. On détermine le poids de la boule et des deux pointes retranchées; en défalquant de ce poids celui du tube de verre trouvé précédemment, on obtiendra celui du liquide contenu dans la boule. Aussitôt que le tube contenant l'oxide de cuivre est refroidi, on enfonce la boule dans l'oxide de cuivre jusqu'à une distance d'un peu plus de 4 pouces de l'extrémité du tube qu'on scelle à la lampe à environ un pouce et demi de cette extrémité, afin d'empêcher la flamme de se porter dans le tube et d'y introduire de l'eau. On étire en pointe légère l'extrémité scellée du tube. Cela fait, on l'ajuste dans le canon de fusil. Pour déterminer l'eau formée, on met le tube en communication avec un autre tube rempli de chlorure de calcium et pesé d'avance. L'une des extrémités de ce tube se termine par une boule (ou par deux boules) à laquelle est soudé un tube (*fig.* 96) d'un diamètre extérieur égal à celui de l'extrémité *l* du tube dans lequel la combustion s'opère; on lui donne une longueur telle que la pointe mince et effilée du tube *l* entre au milieu de la boule dans les fragmens de chlorure de calcium (*fig.* 97). A l'aide d'un tube de caoutchouc on opérera

facilement ainsi une réunion parfaitement hermétique. Après avoir adapté à l'autre extrémité du tube à chlorure de calcium un bouchon traversé par un tube de verre, on fait couler de la cire d'Espagne autour de ce bouchon afin que cette extrémité soit aussi fermée hermétiquement.

A l'aide d'un tube de caoutchouc on adapte au tube rempli de chlorure de calcium le vase qui contient la dissolution de potasse. On fait ce vase en soufflant trois boules au milieu d'un tube de verre assez fort et deux boules (*fig.* 98) à une petite distance, l'une à droite et l'autre à gauche des premières, courbant l'appareil et le disposant (*i fig.* 92) de manière que, si l'on y introduit une quantité suffisante d'un liquide et qu'on y fasse passer un courant d'air, le liquide s'élève un peu dans la boule postérieure, les bulles de gaz passent ensuite d'une boule à l'autre et se mettent en contact multiplié avec le liquide. On prépare la dissolution de potasse, qu'on emploie pour fixer l'acide carbonique, en dissolvant une partie d'hydrate de potasse fondu dans deux parties d'eau; sa pesanteur spécifique est alors de 1,3.

L'appareil à potasse est adapté moyennant un tube de caoutchouc à un tube *a*, qui s'engage sous un cylindre *b* gradué et renversé sur le mercure (*fig.* 99).

Avant de mettre le tube *a* en communication avec l'appareil à potasse, on fait plonger le cylindre assez profondément dans le mercure pour que l'extrémité *i* du tube, qui s'élève de un pouce et demi au dessus du mercure, touche le cylindre. Après avoir adapté l'appareil à potasse au tube *a* moyennant un tube de caoutchouc, on fait monter le cylindre, en plaçant plus haut le bois qui le déprime, au point que le mercure s'élève dans le cy-

lindre de un pouce et demi au dessus de son niveau extérieur et effleure par conséquent l'extrémité *i* du tube. Il en résulte dans tout l'appareil un vide tel que s'il présentait quelque part une fuite, l'abaissement du mercure dans le cylindre *b* l'annoncerait aussitôt. Lorsque durant cette chute les bulles d'air montent continuellement à travers la dissolution de potasse, la fuite se trouve entre l'appareil *i* et le tube *h*, ou entre celui-ci et le tube *l*; dans le cas contraire le défaut réside entre le tube *a* et l'appareil *i*.

On entoure de braise la moitié antérieure du tube *l*, et lorsque l'oxide de cuivre est rouge de feu, on approche de temps en temps un charbon ardent de l'endroit où se trouve la boule, afin d'élever insensiblement la température du verre; la boule crève alors au milieu, et l'oxide de cuivre absorbe le liquide. Celui-ci prend l'état gazeux à mesure que la chaleur avance peu à peu vers le bout postérieur du tube contenant les matières; une partie passe à travers l'oxide de cuivre incandescent, la majeure partie se condense néanmoins dans l'extrémité du tube qui est froide. L'oxide de cuivre qui doit être entassé dans le tube de manière à ne livrer passage qu'aux gaz, cède son oxigène pour former de l'acide carbonique et de la vapeur d'eau. Celle-ci se condense dans le tube *l* et passe dans la boule pour être absorbée par le chlorure de calcium. Un écran *g* placé devant le fourneau prévient l'altération du tube de caoutchouc en *l* par la chaleur; si un peu d'humidité venait à se déposer devant l'écran dans le tube, on pourrait facilement la chasser plus loin par l'approche d'un charbon ardent. Il n'y a que fort peu de corps volatils qu'on ne puisse pas introduire de cette manière dans le

tube *l*; seulement quelques corps solides peuvent être pesés dans un petit tube de verre ouvert, qu'on enfonce ensuite, sans le sceller préalablement, dans l'oxide de cuivre.

L'acide carbonique qui s'élève à travers la dissolution de potasse est d'abord mêlé d'air; ensuite il est tellement pur que de long-temps seulement il se forme dans la dernière boule une bulle insoluble. A mesure que de l'air entre et que le mercure s'abaisse dans le cylindre *b*, on élève ce dernier de manière que le développement des gaz n'occasione aucune pression contre les parois intérieures de l'appareil. Cette précaution, en prévenant le gonflement du tube permet d'employer une température d'autant plus élevée que les parois arrondies du tube de verre opposent la résistance d'une voûte à la faible pression de l'air extérieur. Quand l'opération est en train depuis quelque temps, l'état du mercure reste pour ainsi dire stationnaire. Une fuite survenue durant le cours de l'expérience se déclarerait incontinent; dans ce cas on peut souvent réparer l'appareil et continuer l'opération, attendu que rien ne se perd et qu'il n'entre que de l'air.

On conduit l'expérience d'après la vitesse avec laquelle les bulles de gaz acide carbonique se développent. Pour prévenir la propagation trop rapide de la chaleur, on se sert d'un écran (*fig.* 100) qu'on recule à mesure qu'on veut faire faire des progrès à la combustion; lorsqu'elle avance trop vite, on peut refroidir le canon de fusil avec un linge mouillé et l'extrémité du tube *l* par le souffle de la bouche. Lorsqu'après que tout le tube a été échauffé il ne se développe plus que peu de bulles, on entoure le tube de braise afin de le faire rougir dans

toute sa longueur. Le développement ayant entièrement cessé on enlève les charbons de la partie postérieure du fourneau, afin de remettre à découvert la petite pointe du tube de combustion qu'on brise aussitôt que le liquide contenu dans la boule antérieure de l'appareil *i* commence à s'élever. Après la combustion de la substance tout l'appareil est rempli d'acide carbonique et de vapeur d'eau, que l'accès de l'air pousse dans les parties antérieures de l'appareil. Pour régler l'entrée de l'air on soulève lentement le cylindre à mesure que les bulles traversent l'appareil *i*, et on continue de le retirer du mercure jusqu'à ce qu'il soit entré une quantité d'air double de celle que peut contenir tout l'appareil.

On intercepte d'abord la communication entre le cylindre et l'appareil *i*, en enfonçant l'extrémité *i* du tube *a* jusqu'au-dessous de la surface du mercure. On détermine alors la température du cylindre, l'état du baromètre et le volume de l'air; on y introduit un petit morceau d'hydrate de potasse mouillé, qu'on y laisse quelque temps, et l'on observe après si la potasse a absorbé un peu de gaz, eu égard à la température et à la pression barométrique. On peut se convaincre de cette manière qu'en général la dissolution de potasse absorbe tout l'acide carbonique; si une petite quantité s'était échappée il faudrait la faire entrer en ligne de compte.

Ce dont s'est accru le poids de l'appareil *i* est l'acide carbonique, qui renferme 27,675 pour cent de carbone (p. 86).

Pour déterminer exactement la quantité d'eau, après avoir coupé le tube *l* immédiatement au-dessus du tube de caoutchouc, à l'aide du crayon de Berzelius, on retire le tube de caoutchouc sans que la pointe sorte de la

boule; on pèse l'appareil avec la pointe, on lave celle-ci et on la pèse à part; l'exeès de la première pesée sur la dernière est de l'eau, contenant 11,09 p. c. d'hydrogène.

Ce dont le corps employé surpasse en poids le earbone et l'hydrogène, pris ensemble, représente la quantité d'oxigène.

En pesant le tube *n* et l'appareil *i*, il est eommode d'ôter un des plateaux de la balanee, de le remplacer par un fil de platine qu'on attaehe au fléau et d'y suspendre ees objets.

Nous prendrons pour exemple l'analyse de la *benzine*, substance, dont, au moment de la mise sous presse de l'artiele sur les eombinaisons de la benzoïle, on ignorait les éclaircissemens qu'elle pouvait offrir sur la composition de ees substanees.

Si l'on distille une partie d'aeide benzoïque cristallisé, eontenant une proportion d'eau d'après les indications antérieures, avee 3 parties d'hydrate de ehaux ou de baryte, il se dégagera un liquide éthéré, et il restera du earbonate de baryte; il ne se formera pas d'autre produit que de l'acide earbonique, et ce liquide, qui, pouvant être distillé sans altération sur le potassium, donne la preuve qu'il ne eontient pas d'oxigène.

Acide benzoïque cristallisé	= 14 m. de v. de c.	+ 12 m. de g. hy.	+ 4 m. de g. ox.
— Acide carbonique	= 2 « «		+ 4 «
Le nouveau liquide	= 12 m. de v. de c.	+ 12 m. de g. hy.	

Maintenant qu'on examine le liquide éthéré, que nous nommerons *benzine* :

La boulc dc verre pesait	= 1,3965 gr.
La boule remplie de benzine	= 1,702 «
La benzine pèse donc	= 0,3055 gr.
L'appareil à potasse pesait	= 37,3455 «

Le même appareil avec l'acide carb. absorbé = 38,368 «
L'acide carbonique pèse donc = 1,0225 gr.
100 : 27,675 = 1,0225 : 0,28297 de carbone.
Le tube à chlorure de calcium
avec la pointe et l'eau pesait = 23,188 gr.
La pointe = 0,654 «
Le tube conten. le chlor. de calcium avec l'eau = 22,534 «
Le chlorure de calcium avant l'opération = 22,320 «
L'eau pèse donc = 0,214 gr.
100 : 11,09 = 0,214 : 0,2237 d'hydrogène.
0,3055 : 0,28297 = 100 : 92,62.
0,3055 : 0,0237 = 100 : 7,76.

Un petit morceau de potassium ne produisait pas de diminution du gaz dans le cylindre *b*. L'examen a fourni un excès d'environ $\frac{2}{500}$, d'où il résulte également que la substance ne contient pas d'oxigène. L'analyse ne peut offrir de résultat plus exact. Si la benzine est composée de volumes égaux de vapeurs de carbone et de gaz hydrogène, elle contiendra sur 100 parties

92,46 de carbone,
7,54 d'hydrogène.

Cette analyse confirme donc ce que j'ai dit sur la composition et la décomposition de l'acide benzoïque.

L'analyse d'une substance non volatile ne diffère pas de celle d'une substance volatile; seulement il faut avoir soin de la dessécher, s'il y a lieu, et de bien la mêler avec l'oxide de cuivre. Si cette substance est acide, on doit la combiner avec l'oxide de plomb ou d'argent, et déterminer par une opération particulière la quantité de la base.

Pour déterminer la quantité d'eau de la substance ou de sa combinaison, on pèse l'appareil *c* (*fig.* 101), com-

posé d'une boule et de deux tubes recourbés. On introduit la substance dans la boule et on pèse le tout, pour obtenir le poids de la substance. On place la boule dans une capsule qu'on remplit d'eau, si l'on veut chauffer la substance jusqu'à 100°, ou d'une dissolution saturée de sel marin, si on doit l'échauffer jusqu'à 108°, ou d'une dissolution de chlorure de zinc, si c'est de 108° jusqu'à 400° qu'on désire l'échauffer. La dissolution de chlorure de zinc offre une propriété importante dans ces sortes d'expériences, c'est qu'on peut chauffer la substance sans la solidifier jusqu'à ce que le chlorure de zinc se volatilise. On peut se procurer de cette manière une dissolution qui entre en ébullition à toute température au-dessus de 100° et dont la température ne s'élève que lentement, parce que l'augmentation de la température fait disparaître une certaine quantité d'eau. Après avoir introduit un thermomètre *o* dans le liquide on adapte à l'un des tubes de verre un tube rempli de chlorure de calcium, et l'on fait communiquer l'autre extrémité avec la pompe à main qu'on place horizontalement sur un support susceptible d'être élevé ou abaissé. Si l'on fait passer lentement un courant continu d'air sec à travers le tube, la substance se dessèche parfaitement en peu de temps; on enlève la lampe et la capsule, et après avoir lavé et desséché le tube, on le défait. En déterminant le poids du tube, on trouve la quantité de l'eau qui a été entraînée.

On verse 0,2—0,4 grains de la matière contenue dans l'appareil *c*, dans le tube rempli d'oxide de cuivre, chauffé et abandonné au refroidissement, ainsi que je viens de le prescrire, et l'on pèse de nouveau l'appareil immédiatement après. En soustrayant ce poids hors de

celui qu'on a obtenu après la dessication, on trouve le poids exact de la substance introduite. On opère le mélange avec l'oxide de cuivre dans le tube même. A cet effet, on prend un fil de cuivre tourné en spirale par un bout, et après l'avoir introduit par ce bout dans le tube jusqu'au milieu de l'oxide de cuivre, on le retire lentement en donnant continuellement de petites secousses; cette manœuvre, répétée plusieurs fois, rend bientôt le mélange intime. On ferme le tube à la lampe et on procède à la combustion de la manière indiquée, avec cette seule différence, qu'on ne devra déplacer l'écran que bien insensiblement, quand la partie antérieure du tube aura atteint une température rouge.

Lorsque la substance contient de l'azote, il faut d'abord déterminer la quantité de carbone et d'hydrogène, et par une expérience à part, le rapport du carbone à l'azote; à cet effet, on met le tube à chlorure de calcium en communication avec un tube recourbé, qui, après avoir parcouru une longueur verticale d'un peu plus de 28 pouces, se rend sous une cloche graduée. A la partie supérieure de ce tube est soudé un autre tube de verre, qu'on adapte à la pompe à main, pour faire le vide dans l'appareil afin d'en éliminer l'air, cela fait, on retranche le tube additionnel en le scellant, afin de pouvoir opérer plus à son aise. On recueille sous la cloche les gaz acide carbonique et azote développés par la combustion. En y introduisant un petit fragment d'hydrate de potasse humide, qui absorbe l'acide carbonique, on trouve les proportions en volumes de l'acide carbonique et de l'azote, d'où l'on conclut le rapport du carbone à l'azote, ainsi que la teneur de la substance en azote.

Lorsque la substance se décompose avant d'agir sur l'oxide de cuivre, ce qui a lieu ordinairement, pendant que l'appareil s'échauffe successivement, il se condense toujours dans l'extrémité inférieure du tube de verre une grande partie des combinaisons volatilisées pour ne plus se déplacer qu'à la fin de l'opération. Le fait ne tire pas à conséquence pour les combinaisons non azotées; il n'en est pas de même lorsque la substance contient de l'azote. Dans ce cas, la formation d'une certaine quantité de carbonate d'ammoniaque, suivant la manière dont on conduit l'opération, peut faire varier le rapport de l'azote à l'acide carbonique. La caléfaction successive de devant en arrière, fait probablement qu'il restera dans les vases un mélange plus riche en azote que celui qui remplit la cloche; si l'on chauffait graduellement dans toute sa longueur, le tube contenant la substance, et de manière à expulser les principes volatils, avant la réaction du résidu de charbon sur l'oxide de cuivre, le mélange dans le tube serait au contraire moins azoté que celui de la cloche. Voilà un des motifs pour lesquels les indications sur la teneur en azote sont moins certaines que celles des autres principes constituans.

Lorsqu'on veut employer cet appareil pour analyser une combinaison gazeuse, par exemple, du gaz oléfiant ou du cyanogène, on ne ferme pas l'extrémité postérieure du tube, on se borne à faire rougir l'oxide de cuivre et à adapter le tube *l* (*fig.* 92) à une cloche, de laquelle on conduit le gaz sur l'oxide de cuivre.

Nous placerons ici la composition de quelques substances qu'on emploie ordinairement pour se procurer de la chaleur et de la lumière, et qui ont été examinées d'après la méthode ci-dessus.

L'alcool est composé de	52,650	carb.	12,896	hydrog.	34,454	oxig.
L'huile d'olive	77,21	«	13,36	«	9,43	«
Le bois de chêne	52,53	«	5,69	«	41,78	«
La cire	81,79	«	12,67	«	5,54	«
Le bois de hêtre	51,45	«	5,82	«	42,73	«
Le candle-coal d'Angleterre	74,83	«	5,45	«	19,72	«
La houille de Newcastle	84,99	«	3,23	«	11,78	«
id. de la Léopoldine	76,08	«	2,85	«	21,07	«
id. de la mine royale	78,89	«	3,22	«	17,89	«

DÉVELOPPEMENT DE CHALEUR ET DE LUMIÈRE PAR LA COMBUSTION.

La composition des substances dont nous faisons usage pour la combustion, fait voir qu'en brûlant elles produisent de l'acide carbonique et de l'eau qui se mêlent avec l'azote de l'air dont l'oxigène est consumé. Cette opération est accompagnée de développement de chaleur et de lumière. Toute combinaison chimique produit de la chaleur, mais ne dégage de la lumière que lorsque la chaleur développée porte les substances à une température déterminée. La manière la plus simple de déterminer la chaleur produite par une combinaison chimique, consiste à évaluer de combien de degrés elle élève la température d'une quantité donnée d'eau, ou ce qui revient au même, combien d'eau elle porte à un degré donné; il sera facile alors de supputer de combien de degrés elle élèverait la température d'une quantité donnée de tout autre corps dont on connaît la capacité pour la chaleur. Par des expériences dont les résultats ne sont cependant qu'approximatifs, on a trouvé que par la combustion de

1	livre de	charbon pur on chauffe de 0—100°.	78	livres d'eau.
1	«	charbon de bois	75	«
1	«	bois sec	36	«
1	«	bois contenant 20 pour cent d'humidité	27	«
1	«	houille grasse	60	«
1	«	tourbe	25 à 30	«
1	«	alcool	67,5	«
1	«	huile d'olive, huile de navette, cire	90 à 95	«
1	«	éther	80	«
1	«	hydrogène	236,4	«

Il va sans dire que la combustion de ces substances exige des quantités différentes d'oxigène; l'oxigène étant pris pour point de départ il résulte des données ci-dessus que la combinaison de

1	livre d'oxigène	avec l'hydrogène	élève de 0 à 100°	29 1/2	livres d'eau.
1	«	le charbon	«	29 1/4	«
1	«	l'alcool	«	28	«
1	«	l'éther	«	28 1/2	«

La combinaison formée par la combustion d'un corps, s'empare d'abord de toute la chaleur produite, pour la communiquer après aux substances avec lesquelles elle est mêlée ou qui l'avoisinent; on peut calculer approximativement la température de la combinaison formée, lorsqu'on connaît la capacité de celle-ci pour la chaleur. La combinaison de 1 partie en poids de gaz oxigène avec le gaz hydrogène donne 1,125 de vapeur d'eau. Si l'eau avait la même capacité pour la chaleur que sa vapeur, la combinaison de 1 livre d'oxigène avec l'hydrogène élevant 29 1/2 livres d'eau de 0°—100°, la température de la vapeur d'eau formée serait de $\frac{29\ 1/2 \times 100^\circ}{1,125} = 2622^\circ$. Mais la capacité de la vapeur d'eau pour la chaleur est de 0,8407; elle est donc moindre que celle de l'eau; en d'autres termes, la même quantité de chaleur étant ajoutée à l'eau et à la vapeur, la température de celle-ci s'élèvera de

1,19 $(=\frac{10000}{8407})$ au-dessus de la température de celle-là (p. 199). La température de la vapeur d'eau formée s'élève donc à 2622° × 1,19 = 3120°, mais lorsque pour opérer la combustion, on substitue l'air atmosphérique au gaz oxigène, la vapeur d'eau formée aura à partager son calorique (matière de la chaleur) avec 70,9 d'azote, qui, abstraction faite des autres principes constituans de l'air atmosphérique, sont mêlées avec 23,1 d'oxigène. La capacité de l'azote pour la chaleur, est de 0,2734 $(=\frac{0,2669}{0,976}$ p. 199); elle est donc à peu près trois fois moindre que celle de la vapeur d'eau; 23,1 d'oxigène donnent 25,95 de vapeurs d'eau, avec laquelle se mêlent 76,9, de gaz azote, c'est-à-dire, à peu près le triple de son poids. La vapeur d'eau, en partageant avec l'azote la chaleur qu'elle a acquise, n'a besoin de céder que la moitié de cette chaleur pour produire une température égale dans le mélange; car si d'une part la quantité d'azote est triple de celle de la vapeur d'eau, d'autre part, la capacité de l'azote pour la chaleur est trois fois moindre que celle de la vapeur d'eau. Ainsi, lorsque du gaz hydrogène brûle dans l'air atmosphérique à 0°, le mélange enflammé n'a qu'une température de 1560°, par conséquent moitié moindre, que quand l'hydrogène se consume dans le gaz oxigène. Le grand nombre des circonstances accidentelles qui peuvent survenir pendant la combustion et dont il est impossible de tenir compte, font que de telles supputations sur la chaleur développée par la combustion, n'atteignent qu'un faible degré d'exactitude, quelque bonnes que soient d'ailleurs les observations de tous les faits dont on part; néanmoins elles servent à fixer les idées et à nous faire concevoir nettement les phénomènes de combustion. Ce que j'ai dit

montre, par exemple, très clairement pourquoi la combustion des substances développe une température plus élevée dans le gaz oxigène que dans l'air atmosphérique.

Les gaz engendrés par la combustion, étant fortement dilatés par la chaleur et par conséquent beaucoup plus légers que l'air ambiant, y forment un courant ascendant. Ils déversent une partie de leur chaleur sur les corps qu'on y plonge; on les utilise de cette manière pour élever des substances à une haute température. Ils cèdent leur chaleur aux parois des canaux (poêles), qu'ils traversent, et servent à chauffer; deux applications, sur lesquelles leur importance pour la vie commune et pour le chimiste me fera revenir plus amplement.

Chauffé jusqu'à 1000°, voire jusqu'à 2000°, un corps gazeux ne répand qu'une faible lueur, tandis qu'un corps solide ou liquide entre déjà en incandescence à 500—600° pour devenir rouge-blanc et fortement lumineux à 1000°. Le gaz hydrogène en se combinant avec le gaz oxigène, produit de la vapeur d'eau, qui, malgré sa haute température, ne luit que peu à cause de sa gazéité. La combustion du fer développe une lumière intense, parce que l'oxide de fer n'est que liquide ou solide et ne saurait prendre l'état de gaz. Le rouge-blanc étant la seule température capable de gazéifier l'acide phosphorique, le phosphore qui brûle répand une vive lumière. L'introduction d'un fil de platine ou d'un petit morceau de craie dans la flamme faiblement lumineuse de l'hydrogène, alors surtout que la combustion est activée par l'insufflation d'un courant de gaz oxigène (p. 16), produit une lumière excessivement forte, et dont l'éclat

égale celui du soleil, nonobstant que la vapeur aqueuse doive partager son calorique avec le platine ou la craie, et qu'il en résulte une température moyenne inférieure à celle de la vapeur d'eau prise isolément. Je ferai voir tout-à-l'heure qu'il se sépare aussi un corps solide dans les flammes dont nous nous servons pour l'éclairage, par exemple, dans la flamme de l'huile ou du suif, et que ce corps solide acquiert une température rouge blanche au sein de la flamme même.

INFLAMMATION ET EXTINCTION.

Quelques corps brûlent à la température ordinaire, d'autres n'ont besoin que d'une légère chaleur pour présenter ce phénomène, d'autres enfin n'entrent en combustion qu'à une température très élevée. Le phosphore absorbe l'oxigène de l'air à la température ordinaire avec dégagement de lumière; le potassium ne demande qu'une faible augmentation de température. Le charbon doit être chauffé fortement; l'oxide d'azote se combine au contraire spontanément avec l'oxigène de l'air. D'après ces exemples, la température à laquelle les corps peuvent absorber le gaz oxigène ne dépend pas de leur affinité pour ce gaz; nous ignorons la véritable cause de ces phénomènes, nous savons seulement par expérience à quelle température les substances sont capables de se combiner avec le gaz oxigène, température qui diffère néanmoins pour un seul et même corps, suivant qu'il est en masse compacte ou en poudre très ténue. Un corps allumé continue de brûler, parce que la température résultant de la combustion d'une partie de sa masse, porte les parties voisines au degré favo-

rable à leur combinaison avec l'oxigène. Le fer, par exemple, étant une fois allumé, continue de brûler dans le gaz oxigène; la partie du fer, qui brûle, cède à celle qui l'avoisine, une quantité suffisante de la chaleur produite par sa combustion, pour lui communiquer la température sans laquelle la combinaison avec l'oxigène ne peut avoir lieu. Le fer allumé étant transporté dans l'air atmosphérique, l'azote de celui-ci participe à la chaleur, au point, que le fer en contact avec la partie embrasée ne peut plus s'emparer de la chaleur dont il a besoin pour brûler à son tour; le fer allumé s'éteint donc très promptement dans l'air atmosphérique. Lorsqu'on place de la braise sur un corps froid, par exemple, sur du fer, celui-ci enlève une portion de la chaleur acquise par la combustion à la braise, qui s'éteint là où elle se serait consumée sans cette circonstance. Ce que je viens de dire sur les corps solides s'applique aussi aux corps gazeux; si l'air ne contient que peu de gaz oxigène, comme dans les mines et les caves, par exemple, une lumière s'y éteint, quand l'homme y peut encore respirer, parce que le gaz azote absorbe une trop grande quantité de chaleur comparativement à la quantité de gaz oxigène qui se porte sur le corps combustible. Le gaz hydrogène a besoin d'une température d'environ 300° pour pouvoir se combiner avec le gaz oxigène; un mélange des deux gaz étant enflammé, les parties qui brûlent distribuent à celles qui les touchent la chaleur nécessaire à leur combustion. Lorsque la combustion du gaz hydrogène s'effectue dans l'air atmosphérique, la température qui en résulte est encore assez élevée, pour porter l'azote de l'atmosphère au-delà de 300°. Mais lorsqu'on ajoute une plus grande quantité de gaz azote

à un mélange d'air atmosphérique et de gaz hydrogène, par exemple, sept fois autant qu'il en contient, il se perd tant de chaleur, que la combustion ultérieure de l'oxigène et de l'hydrogène ne peut plus avoir lieu. La même chose arrive, lorsqu'à une mesure d'un mélange, formé d'une mesure de gaz oxigène et de deux mesures de gaz hydrogène, on ajoute huit mesures de gaz oxigène, ou neuf mesures de gaz hydrogène. Une moindre quantité d'acide carbonique produirait le même effet. Au contraire le phosphore, qui se combine à la température ordinaire avec le gaz oxigène, dépouille des dernières traces de ce corps un mélange gazeux. Le diamant et le graphite veulent une température extrêmement élevée pour brûler; le charbon de bois se consume déjà plus facilement. En général, le charbon est d'autant plus inflammable qu'il est plus léger, comme le fait voir, par exemple, le charbon provenant de la combustion incomplète du linge. Même le fer et d'autres corps qui, dans les circonstances ordinaires, ne brûlent qu'à une haute température, peuvent être obtenus dans un état tel qu'ils prennent feu à la température ordinaire; alors on les appelle pyrophores. En réduisant l'oxide de fer, de nickel ou de cobalt par le gaz hydrogène (p. 28), à une basse température, réduction qui s'opère déjà vers 360° c., on soustrait l'oxigène aux plus petites molécules de l'oxide, sans que le métal, qui d'ailleurs fond difficilement, puisse se fritter; on obtient ainsi le métal dans le plus grand état de division possible. Versé dans l'air il prend feu spontanément. Lorsqu'on a mêlé les oxides métalliques avec un corps infusible, tel que l'alumine, par exemple, de manière qu'étant séparées les unes des autres, les molécules métalliques aient encore plus

de difficulté pour s'agglutiner ensemble, on peut même opérer la réduction à l'aide d'une température plus élevée, sans faire perdre au métal réduit la propriété de s'enflammer spontanément à l'air. Les particules d'un métal très fusible, tel que le plomb, par exemple, qu'on réduit, se serrant les unes contre les autres, il est impossible d'en obtenir une masse inflammable à l'air. Le silicium, qu'on obtient dans un grand état de ténuité, lorsqu'après avoir réduit le fluorure de potassium et de silicium par le potassium, on verse dans l'eau la masse chauffée préalablement au rouge, ce silicium étant desséché s'enflamme très facilement; mais dès qu'une calcination au rouge en vase clos a permis à ses molécules de se rapprocher et de s'accoller les unes aux autres, il ne s'enflamme plus dans l'air ni dans le gaz oxigène. On peut rendre très facilement inflammable le charbon qui, en masse compacte, à l'état de graphite et de diamant, brûle avec tant de difficulté, en mêlant la substance à convertir en charbon, par exemple, des copeaux de liége, avec de l'hydrochlorate d'ammoniaque et de platine, et chauffant le mélange jusqu'à carbonisation complète; le platine interposé donne une très grande ténuité au charbon ainsi obtenu. On a vu s'enflammer spontanément du charbon, très finement pulvérisé et amoncelé dans les fabriques de poudre à canon. On obtient également une masse spontanément inflammable, en chauffant assez fortement un mélange d'une partie de charbon et deux parties de sulfate de potasse pour convertir ce sel en sulfure de potassium. Le pyrophore connu depuis long-temps et qui résulte de la calcination de l'alun (sulfate d'alumine et sulfate de potasse) avec du noir de fumée, doit sa propriété au sulfure de

potassium qui s'y trouve aussi très finement divisé.

Il sera facile maintenant d'expliquer l'inflammation et la combustion des pyrophores. Lorsqu'on introduit un charbon ordinaire (poreux) ou d'autres corps poreux dans un gaz (je présenterai plus tard ces expériences), celui-ci s'y condense (en est absorbé) avec dégagement de chaleur; si cette chaleur est assez intense sur quelque point pour donner au corps, en ce point, la température nécessaire à sa combustion, il prend feu, pourvu que le gaz contienne de l'oxigène, les parties ambiantes s'échauffent et la combustion se propage dans toute la masse. Lorsque les molécules tiennent ensemble et forment une masse dure et compacte, les parties ambiantes qui sont en contact multiplié avec le point échauffé, s'emparent d'une assez grande quantité de chaleur aux dépens de ce point, pour empêcher la combustion d'avoir lieu, ou pour l'éteindre à l'instant, de la même manière que si l'on plaçait un charbon ardent sur du fer froid; mais lorsque la masse est très divisée, qu'elle n'offre qu'un petit nombre de points de contact conduisant par conséquent mal le calorique, la chaleur ne se dissipe pas si promptement, et la combustion peut s'achever. Le charbon ordinaire, même le charbon de buis, qui s'engaze plus fortement que tous les autres charbons, ne prend pas feu dans le gaz oxigène; mis au contraire en contact avec un mélange de gaz oxigène et de gaz hydrogène sulfuré, qui, étant allumé, se consume avec détonation, il détermine également une violente détonation, de l'eau se forme et du soufre se dépose. Cette expérience fait voir, que le corps poreux en condensant dans ses pores de l'hydrogène sulfuré et du gaz oxigène peut décider la combinaison de l'oxigène

avec l'hydrogène de l'hydrogène sulfuré. Le charbon poreux n'opère pas la combinaison d'un mélange d'hydrogène et d'oxigène; mais des métaux poreux produisent ce phénomène. Le nickel, par exemple, tel qu'on l'obtient en réduisant l'oxide de nickel par l'hydrogène à la température la plus basse, à laquelle il puisse encore y avoir décomposition, enflamme un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène. Mais le platine est devenu très important sous ce rapport par la facilité avec laquelle on peut se le procurer dans un état de très grande division; une température peu élevée suffisant pour décomposer les combinaisons du platine, et le platine lui-même étant moins fusible que le fer. Il enflamme très facilement l'hydrogène dans le gaz oxigène, voire dans l'air atmosphérique (p. 20). De même que le phosphore par suite de sa combustibilité à la température ordinaire enlève la moindre trace d'oxigène à un mélange gazeux, de même l'éponge de platine (le platine métallique finement divisé), qui, à la température ordinaire détermine la combinaison de l'hydrogène et de l'oxigène, soutire jusqu'à la moindre parcelle d'hydrogène des mélanges gazeux contenant une quantité suffisante d'oxigène et offre par conséquent le meilleur moyen pour s'assurer que l'air atmosphérique ne contient pas du gaz hydrogène.

La propriété de l'éponge de platine d'enflammer le gaz hydrogène dans l'air atmosphérique a donné lieu à la construction d'un briquet. Ce briquet est formé de deux vases *h* et *f* (*fig.* 102). Au vase inférieur est soudée une tubulure munie d'un robinet. A quelque distance de l'ouverture du robinet et devant cette ouverture est suspendu un petit morceau d'éponge de platine *a*, qu'on

se procure en tournant en anneau le bout d'un fil délié de platine, plongeant celui-ci dans une bouillie d'hydrochlorate de platine et d'ammoniaque gâché avec de l'eau, et le chauffant au rouge; l'éponge de platine reste incrustée dans l'anneau. A la partie supérieure du vase *f* se trouve une ouverture dans laquelle s'ajuste hermétiquement un tube ouvert qui constitue la partie inférieure du second vase *h*; l'extrémité inférieure de ce tube est enveloppée d'un morceau de zinc. On verse de l'acide sulfurique étendu dans le vase inférieur pas précisément jusqu'à la tubulure. Lorsqu'après y avoir introduit l'autre vase on ferme le robinet, il se développe du gaz hydrogène, qui fait monter le liquide à travers le tube *g* dans le vase supérieur, et ce développement continue jusqu'à ce que le zinc soit à nu; si alors on ouvre le robinet, le gaz hydrogène, qui sort, se met en contact avec le platine et s'enflamme. Le robinet étant encore une fois fermé, le vase inférieur se remplit de nouveau de gaz hydrogène, et l'on peut ainsi se servir de ce briquet, jusqu'à ce que tout l'acide sulfurique soit saturé d'oxide de zinc, ou que tout le zinc soit dissout; on renouvelle dans ce cas l'acide sulfurique ou le zinc, ce qui n'offre pas de difficulté. Il faut se servir souvent du briquet; sans cette précaution l'éponge de platine attirerait de l'humidité et n'enflammerait plus le gaz hydrogène. On peut lui rendre cette proprieté, s'il l'a perdue, et le revivifier en le calcinant à l'aide du jet de gaz hydrogène enflammé par une bougie allumée.

Le platine développe la propriété d'opérer à la température ordinaire, la combinaison de l'hydrogène et de l'oxigène, non-seulement lorsqu'il affecte l'état pulvérulent, mais encore lorsqu'il est en fil. L'éponge de pla-

tine ne servant que pour amorcer la combinaison, la moindre parcelle de ce corps est suffisante; un verre, mouillé à l'aide d'un pinceau avec une dissolution alcoolique de chlorure de platine, et chauffé jusqu'à décomposition complète de ce sel, un verre, dis-je, recouvert ainsi d'une couche mince de platine, présente déjà cette propriété; même le platine en fil en jouit, quand on le traite d'une certaine manière, et il va sans dire, que sa surface acquérant par là de la ressemblance avec l'éponge de platine, il doit être considéré comme le verre revêtu de la couche mince d'éponge de platine. Il est évident que d'autres métaux difficilement fusibles et susceptibles d'une grande ténuité se comportent à l'instar du platine; tels sont le palladium, le rhodium, l'iridium; l'or détermine aussi la combinaison, mais seulement à 120°.

La combustion dans l'air consistant en une combinaison des substances combustibles avec l'oxigène, il est clair que l'accès de l'oxigène étant supprimé, le corps en combustion doit s'éteindre; un corps en combustion, qu'on recouvre d'une cloche, et la braise qu'on enfouit dans du sable, s'éteignent. Plus complexes sont les phénomènes qui ont lieu lorsque des substances embrasées s'éteignent par suite de la soustraction de la température nécessaire à leur combustion. Si l'on souffle une chandelle, ou si l'on éteint avec de l'eau un feu qui brûle, c'est le courant d'air froid ou l'eau froide, qui abaisse la température des substances en combustion au point de les éteindre; c'est ainsi que le fer allumé s'éteint dans l'air, d'après ce que nous avons dit, parce que l'azote s'empare d'une trop grande quantité de chaleur; c'est ainsi que s'éteint un charbon ardent placé sur une plaque de

fer froid; les mélanges gazeux, qui, étant allumés, brûlent énergiquement, ne peuvent non plus continuer de se consumer, lorsqu'ils viennent à se mêler avec d'autres gaz qui en abaissent la température au-dessous de celle nécessaire à leur combustion. C'est ainsi qu'à l'aide d'une toile métallique on peut également interrompre la combustion ultérieure d'un mélange gazeux. Une toile métallique ne livre point passage à une flamme au-dessus de laquelle on la tient, lorsqu'elle est composée de 400 mailles (trous) par pouce carré et d'un fil (le fil de cuivre mérite la préférence) ayant une épaisseur de $\frac{1}{40}$ à $\frac{1}{50}$ pouce. Si l'on fait ressortir d'un gazomètre un jet de gaz des marais (hydrogène carboné p. 121) et qu'on tienne une toile pareille (*fig.* 103) à une petite distance du robinet *a*, de manière que le courant la traverse, le gaz allumé devant la toile y brûle sans que la combustion puisse se propager de l'autre côté. Il suit de cette expérience que la toile devant laquelle la combustion s'effectue refroidit suffisamment le gaz aux points où elle le touche, pour le mettre dans l'impossibilité de communiquer au mélange gazeux qui se trouve encore derrière la toile la température nécessaire à sa combustion. Cette circonstance a donné lieu à la découverte d'une lampe très importante, la lampe de sûreté, consistant en une lampe à huile dont la flamme est entourée d'une toile de fil de cuivre de manière que l'air n'y puisse arriver qu'à travers cette toile. L'ouverture *a* (*fig.* 104) permet de remplir d'huile le réservoir *b* sans établir aucune nouvelle communication de l'intérieur de la lampe avec l'air extérieur, et le fil *c* qui traverse le canal étroit *o* sert à nettoyer la mèche. Lorsqu'à l'aide du gazomètre on dirige sur la flamme de la lampe un

courant de gaz des marais, celui-ci ne brûle que dans l'espace enveloppé par la toile métallique; et il suffit de retirer la lampe pour faire cesser la combustion. En parlant des combinaisons du carbone avec l'hydrogène, j'ai déjà fait mention de la grande quantité de gaz des marais, que la houille développe dans les mines et qui finit par y former avec l'air un mélange détonant; un pareil mélange étant enflammé par la lampe des ouvriers, l'air se dilate avec une violence capable de lancer au loin et d'écraser les ouvriers. Dans ces houillières on se sert maintenant de la lampe de sûreté, de la construction de laquelle le plan et la coupe dessinés sur la planche peuvent donner une idée. Lorsqu'on arrive avec une telle lampe dans une atmosphère composée d'un pareil mélange détonant, l'explosion se fait dans l'intérieur de la lampe, l'inflammation ne se communique pas à travers la toile à l'air extérieur, et le mineur peut se sauver; dès lors on purge la mine du mélange détonant à l'aide d'un courant d'air artificiel facile à établir.

LA FLAMME.

Le fer qui brûle ne développe que de simples points lumineux, parce que le fer lui-même aussi bien que l'oxide de fer formé ne peuvent prendre l'état gazeux, malgré la chaleur rouge blanche très intense du point en combustion. Le gaz hydrogène au contraire étant allumé, par exemple, devant un tube *a* (*fig.* 105) dont il s'écoule, forme une flamme composée de deux parties : l'une intérieure *b* est produite par le jet de gaz hydrogène; l'autre extérieure *c*, qui enveloppe la première

comme un manteau, et dans laquelle l'oxigène de l'air se combine avec le gaz hydrogène, est composée d'azote et de vapeur d'eau portés à une haute température. La forme de la flamme dépend du courant d'air résultant de l'ascension des gaz échauffés. Lorsqu'un petit morceau de phosphore brûle, il se développe au point enflammé une chaleur suffisante pour volatiliser le phosphore en contact avec ce point et pour former une flamme, dont la partie intérieure est du phosphore gazeux, et dont l'enveloppe lumineuse est de l'acide phosphorique. Les mêmes phénomènes qui ont lieu durant la combustion du phosphore, s'observent aussi lorsqu'on fait brûler une lampe ordinaire à mèche. La mèche a pour objet d'amener continuellement de nouvelles quantités de liquides combustibles à la flamme. En plongeant dans un liquide deux tiges de verre juxta-posées de manière qu'elles se touchent exactement en bas et s'écartent un peu l'une de l'autre en haut, on peut voir que le liquide s'élève entre les deux tiges à peu près jusqu'en *b* (*fig.* 106). Je reviendrai par la suite plus amplement sur cette tenue des corps liquides à l'égard des corps solides. Une mèche n'est autre chose qu'un faisceau de fibres de coton juxta-posées et le long desquelles le liquide s'élève comme entre les tiges de verre. Si l'on place une telle mèche *c* par un bout dans un vase contenant un liquide, par exemple, de l'alcool, de l'huile ou de l'eau, et qu'on fasse descendre l'autre extrémité hors du vase jusqu'au dessous du niveau du liquide, celui-ci s'élèvera le long du bout plongé pour s'écouler par l'autre extrémité jusqu'à ce que le vase soit vide. Parmi les combustions ordinaires la moins compliquée est celle de l'alcool, qui dans les

simples lampes à esprit-de-vin, dont on se sert dans beaucoup d'expériences, a lieu de la manière suivante : le liquide est attiré jusqu'au sommet de la mèche qui traverse une bobèche *c* (*fig.* 107) adaptée exactement dans l'ouverture de la lampe; l'alcool allumé développe assez de chaleur pour entourer de toutes parts la partie supérieure de la mèche de vapeur d'alcool, qui en se combinant avec l'oxigène de l'air, forme de l'acide carbonique et de la vapeur aqueuse. En plongeant dans la flamme un fil très délié de fer, on voit bien distinctement qu'il reste obscur, au milieu occupé par la vapeur d'alcool, mais qu'il devient rouge blanc dans l'enveloppe chaude, où la combustion a lieu. L'alcool s'évaporant facilement, on éteint la lampe en la recouvrant d'un bonnet *a* qui doit la fermer hermétiquement.

Beaucoup moins simples sont les flammes, dans lesquelles les substances combustibles subissent une décomposition avant de se consumer et dans lesquelles une substance brûle avant l'autre; le dernier cas a lieu dans toutes nos flammes lumineuses ordinaires. Dans le gaz-light, par exemple, les principes constituans de l'hydrogène carboné ne se combinent pas simultanément avec l'oxigène de l'air, mais l'hydrogène s'y combine plutôt que le carbone; il se sépare du charbon, que la température produite par la combustion porte au rouge blanc et qui brûle seulement quand il peut obtenir le contact d'une plus grande quantité d'air. Une décomposition semblable a lieu dans toutes les flammes de nos lumières Le milieu de la flamme est occupé soit par le gaz sortant d'une ouverture, soit par la substance *b* (*fig.* 108), amenée le long de la mèche et gazéifiée par la chaleur résultant de la combustion; il est en-

touré comme d'un manteau par la partie brillante *c*, qui à son tour est circonscrite de la même manière par une enveloppe *e*, mince, peu lumineuse et dans laquelle le charbon provenant de la partie lumineuse se convertit en acide carbonique en se combinant avec l'oxigène de l'air. Le courant continu d'air froid, abaissant un peu la température de la base *i* de la flamme, produit la couleur bleue de cette partie de la flamme ainsi que nous le verrons dans l'article sur le gaz oxide de carbone. Lorsqu'on souffle une flamme, celle d'une bougie, par exemple, les gaz combustibles s'élèvent encore de la mèche immédiatement après l'extinction, et on peut les rallumer à quelque distance de la mèche en *a* (*fig.* 109), par exemple. En tenant au dessus de la flamme une toile métallique qu'elle ne puisse pas traverser (*fig.* 110), on peut encore mieux observer l'espace intérieur et l'ascension des gaz combustibles. Un fil de fer mince traversant la flamme ne rougit pas du tout au milieu de celle-ci, ne se colore que faiblement dans la partie brillante, mais rougit fortement dans l'enveloppe extérieure *e*, qui jouit d'une haute température due à la combustion du charbon. Une lame de couteau ou tout autre corps froid, qu'on introduit dans la partie brillante *c* de la flamme, se couvre de charbon, parce qu'il enlève au charbon de la partie brillante la température dont il a besoin pour se consumer. Le même corps froid étant plongé dans une flamme peu lumineuse, celle de la lampe à esprit-de-vin, par exemple, ne se ternit pas. Le pouvoir éclairant de la flamme provient donc de ce que dans le sein même de la flamme il se précipite du charbon, qui devient d'abord rouge blanc et se consume ensuite.

LE NOIR DE FUMÉE.

On peut séparer de la flamme une plus grande quantité de charbon en conduisant la combustion de manière qu'il n'arrive à un corps brûlant, avec une flamme brillante, que la dose d'oxigène nécessaire pour consumer soit l'hydrogène seul, soit l'hydrogène et une partie seulement du charbon. Cette opération s'exécute en grand; le charbon ainsi obtenu est employé comme matière colorante et porte le nom de noir de fumée. On fait brûler des substances résineuses; on prend par exemple de la résine ou du goudron, qu'on chauffe dans un pot *a* (*fig.* 111) et qu'on enflamme en n'y laissant arriver que peu d'air. Le pot communique par une ouverture avec une chambre ronde, dont les murs sont tapissés de peaux et dont le toit *d*, fait avec de la toile grossière, a la forme conique; c'est par cette toile que s'opère le tirage à partir de la chaudière; le charbon qui se sépare est entraîné dans la chambre par le courant d'air et se dépose en partie sur le plancher, en partie sur les peaux rudes, en partie sur la toile; le toit conique pouvant être descendu sert à balayer les murs et à en détacher le noir de fumée. Outre ce moyen de fabriquer le noir de fumée ou le charbon très divisé, il y en a encore beaucoup d'autres qui reposent sur la même théorie. C'est ainsi qu'on peut se procurer du noir de lampe en plaçant une lampe de manière qu'il n'y arrive que peu d'air et que la flamme aboutisse à un couvercle sur lequel le noir se dépose et qu'on racle de temps en temps. Le noir de fumée, comme en général le charbon très divisé, est mêlé avec quelques substances étrangères qui sont le résultat d'une combustion incomplète et dont je parlerai dans une autre occasion.

DISTILLATION ET CARBONISATION DU BOIS.

Un autre phénomène accompagne la séparation du charbon dans nos flammes lumineuses; en effet le corps combustible subit avant de brûler une distillation qui le décompose. Lorsqu'on allume par exemple du bois (*fig.* 112), la chaleur résultant de la combustion porte le bois le plus voisin de la partie qui brûle à une température suffisante pour en expulser les principes volatils. Ceux-ci forment tout autour du charbon non volatil une enveloppe lumineuse qui le protége contre l'accès de l'oxigène atmosphérique et l'empêche ainsi de brûler à son tour avant qu'ils se soient consumés.

Le meilleur moyen de poursuivre les détails de ce phénomène consiste à soumettre les substances combustibles à la distillation dans une retorte. L'alcool et l'éther se distillant sans altération ne présentent pas de décomposition ultérieure avant la véritable combustion. Le bois, la houille, l'huile et autres substances de cette espèce éprouvent un changement dans la disposition des parties et offrent même des produits différens suivant la température à laquelle on opère, les trois principes constituans de ces corps se réunissant pour former des combinaisons nouvelles, particulières, qui n'y étaient pas contenues précédemment. Les changemens qu'ils subissent étant de la plus haute importance pour la vie pratique, j'en rapporterai brièvement ce qui est susceptible d'une explication théorique.

Lorsqu'on soumet du bois à la distillation dans la cornue d'un appareil semblable à celui que nous avons employé pour la distillation de l'oxide de mercure (*fig.* 1), de manière à pouvoir recueillir les produits gazeux ou

liquides, il se condense d'abord de l'eau dans le récipient, une fumée blanche remplit les vases, et il se développe des gaz auxquels se mêle un peu de cette fumée. En même temps il se condense une huile jaunâtre dans le récipient; l'eau et l'huile se colorent insensiblement en brun, et cette dernière passe ensuite au noir en s'épaississant de plus en plus, et en finissant par se figer comme de la poix dans le col de la cornue. La décomposition est achevée dès que la cornue est incandescente. Le gaz qui se forme au commencement de l'opération, est de l'acide carbonique, après, il se dégage du gaz oxide de carbone; en même temps il se développe du gaz oléfiant et principalement du gaz des marais. Dans le récipient se trouvent deux liquides : l'un est de l'eau tenant en dissolution une huile empyreumatique (pyrogénée) et beaucoup d'acide acétique; l'autre, consiste en une huile volatile (huile pyrogénée) et en résine (résine pyrogénée). Je reviendrai sur ces liquides dans d'autres occasions. Dans la retorte il reste du charbon. Un grand nombre d'espèces de bois et de paille, séchées seulement à l'air et contenant par conséquent encore à peu près 25 pour cent d'eau non combinée, ont donné par une distillation rapide à une haute température une quantité de charbon, qui ne s'est ni abaissée au dessous de 12 ni élevée au dessus de 17 pour cent, et par une distillation lente, à une basse température, une quantité comprise entre 24 et 28 pour cent. Cette différence entre les quantités des résidus charbonneux provient de ce que la vapeur d'eau en contact avec la braise se décompose et donne du gaz oxide de carbone et de l'hydrogène. En effet, le bois qui touche aux parois de la cornue étant déjà converti en

braise, celui qui occupe le centre jouit seulement de la température à laquelle il se développe encore de l'eau; celle-ci a donc le contact du charbon incandescent, se décompose et emporte du charbon. Pendant la première moitié de l'opération, se forment les combinaisons renfermant du carbone, de l'hydrogène et de l'oxigène; durant la seconde moitié les composés produits (les gaz oxide de carbone et d'hydrogène carboné) ne contiennent que deux corps simples. Dans la flamme du bois où s'opèrent des phénomènes identiques avec ceux que je viens de décrire, ce sont l'huile pyrogénée et la résine qui, en brûlant, fournissent à la flamme le charbon, auquel elle doit son pouvoir éclairant.

En se consumant, le charbon laisse un résidu, qui, selon les diverses espèces de bois, diffère, tant par sa quantité, que par sa composition chimique. Le bois de chêne, par exemple, donne 1/9 pour cent, le bois de hêtre 1/8 pour cent de cendre; tout insignifiant qu'est celle-ci par sa quantité, la nature de ses principes constituans lui donne une grande importance. J'y reviendrai en parlant de la potasse, qu'on extrait de préférence de cette cendre.

Lorsqu'après avoir allumé une longue bûchette, on la plonge à mesure que la flamme fait des progrès, dans un tube fermé par un bout (*fig.* 113), le charbon privé du contact de l'air ne se consumera pas; on peut ainsi carboniser du bois en petit. Si l'on tient la bûchette de manière que la partie enflammée soit tournée vers le haut, et qu'on descende au-dessus d'elle, à mesure que la flamme se propage en bas, un tube de verre fermé par l'autre extrémité (*fig.* 114), le charbon ne se consumera pas non plus; mais le bois s'éteignant trop prompte-

ment, cette expérience ne réussit pas en petit. C'est là précisément la méthode de carboniser le bois en grand, opération qu'on exécute avec le plus d'avantage dans des meules verticales (piles de bois dans lesquelles les bûches sont placées debout). L'espace circulaire, sur lequel on élève la meule, doit présenter une pente très douce à partir du centre, où il a le plus de hauteur, jusqu'à la circonférence, dont le diamètre peut être de 45 pieds. Au milieu de cet espace on enfonce solidement dans le sol et à un pied de distance réciproque trois pieux qu'on assujettit avec des branches, de manière qu'ils conservent la même position, l'un à l'égard de l'autre. On place horizontalement sur le sol un plancher de longs rondins *g* (*fig.* 115), qu'on recouvre d'une première rangée de bûches *c* disposées verticalement près des pieux du centre, mais inclinées vers ceux-ci, à mesure qu'elles s'approchent du bord ; sur cette première rangée on en dresse une seconde *b*, et quelquefois sur celle-ci encore une troisième. On recouvre alors ces rangées ou étages de quelques bûches *e*, qu'on incline vers les pieux, de manière à donner à la partie supérieure de la meule une forme arrondie. On entoure toute la meule d'une enveloppe de gazon ou de frasin *b* (poussier); seulement vers la base on ménage quelques trous pour l'entrée de l'air. Dans la partie supérieure du canal *o*, formé par les trois pieux, on jette des tisons enflammés et des charbons, qu'une espèce de grille faite avec des bûches arrête à une petite distance de l'ouverture supérieure du canal. Les charbons ayant commencé à bien brûler, on en verse davantage par l'ouverture, afin de mettre le feu à la partie supérieure de la meule. Dès que la grille est consumée, les charbons ardens tombent

au fond du canal, qu'on se hâte de remplir entièrement de charbons nouveaux, de manière que ceux-ci forment un tas considérable *i* au-dessus de l'ouverture. On recouvre aussi ce tas de frasin, et la meule s'embrase en haut et en bas simultanément; la combustion se propage d'autant plus rapidement qu'on a placé les bûches les plus sèches dans le voisinage des pieux, et des brindilles très inflammables entre les bûches. Les charbons qui se consument plusieurs fois dans le canal *o*, doivent être renouvelés chaque fois avec promptitude. Le feu se communique tout autour du canal *o*, et particulièrement vers la partie supérieure *aa* de la meule, où la couche du frasin n'est pas aussi épaisse que latéralement. Le courant des gaz chauds s'opère donc à travers ce frasin. Dès que le bois peut être considéré comme carbonisé à la partie supérieure de la meule, à quelque distance autour du canal *a*, on recouvre cet endroit d'une couche épaisse de frasin, afin que le courant n'y puisse plus avoir lieu et soit forcé de se diriger davantage vers *a*, où l'on diminue tout à l'entour le revêtement du frasin. Lorsque la fumée, qui s'échappe à travers cette couche mince, s'éclaircit, et surtout, lorsqu'il y apparaît une flamme bleue, on revêt de frasin épais, fortement battu, toute la chemise supérieure de la meule entre *a a*, et l'on pratique des trous immédiatement au-dessous de *a*, tout autour de la meule. Le tirage s'opère alors du plancher *g* au canal *o* et de celui-ci latéralement aux trous, aussi long-temps qu'il en sort une fumée blanche et épaisse; mais dès qu'il s'y montre une flamme blanche, alors surtout que celle-ci passe au bleu, on bouche ces trous, pour en percer d'autres un peu plus bas, et l'on continue ainsi, jusqu'à

ce qu'on soit arrivé de proche en proche au pied de la meule, où la fumée sort finalement par les ouvertures de la circonférence du plancher. La carbonisation étant ainsi achevée, on couvre exactement la meule, afin d'intercepter toute communication avec l'air et on l'abandonne au refroidissement pendant plusieurs jours; après quoi l'on fait sortir peu à peu le charbon de dessous le frasin, en laissant la meule couverte, et en arrosant d'eau ceux qui fument encore. Lorsqu'à défaut de frasin on a été obligé de se servir de gazon, après avoir retiré celui-ci de la meule, on le remplace par du sable; on éteint aussi avec du sable les charbons ardens, là où on manque d'eau. On voit très clairement de quelle manière les trous à la base de la meule, par lesquels entre l'air extérieur, et la couverture de frasin *b* servent à diriger le tirage et toute l'opération; en effet on augmente ou l'on diminue le tirage et l'on conduit la carbonisation à volonté soit en rendant plus épaisse ou plus mince la couverture de frasin, soit en ouvrant ou en bouchant quelques trous. Un volume de bois donne environ 7/10 de volume de charbon lorsque la meule est bien servie; ordinairement on compte pour 100 parties de bois 61 — 65 parties de charbon en volume, et 24 en poids dans les meules verticales. 100 parties de bois distillées en vase clos donnent à la vérité 82 parties de charbon en volume, mais le charbon ainsi obtenu étant très léger, ce volume n'équivaut qu'à 23 parties en poids. En parlant de l'acide acétique je m'appesantirai davantage sur la manière de recueillir et d'utiliser les liquides produits par la carbonisation du bois, tant dans les meules ordinaires, que dans des fourneaux particuliers construits à cet effet.

DISTILLATION DE LA HOUILLE.

Éclairage au gaz.

En soumettant la houille, de la même manière que le bois, à la distillation, on obtient aussi un résidu de charbon, deux liquides et un mélange de gaz combustibles. Le charbon, qui reste et qu'on nomme vulgairement coak, diffère selon la composition des diverses espèces de houille, et présente tous les degrés intermédiaires entre une masse dense et compacte et une masse poreuse et spongieuse. On peut facilement examiner la houille sous ce rapport en la pulvérisant et l'exposant à une haute température dans un creuset bien couvert. La houille de la Léopoldine (p. 222) par exemple, laisse 61,5 pour cent d'un charbon contenant 2,88 de cendre, et conservant l'état pulvérulent qu'on lui avait donné; cette houille se nomme houille à coak pulvérulent. La poudre de la houille de la mine royale, qui donne 69,3 pour cent de charbon contenant 0,63 de cendre se fritte ou se coagule en une masse compacte; cette espèce de houille porte le nom de houille à coak fritté. Enfin la poudre de la houille de Newcastle, qui fournit 70,0 pour cent de charbon contenant 0,863 de cendre, se fond, se boursoufle et prend la forme du creuset; une houille pareille est désignée par le nom de houille à coak boursouflé. Cette différence entre les diverses espèces de houille, ainsi que le prouve leur composition, ne dépend pas de l'inégalité des rapports du charbon aux deux autres principes constituans, mais provient uniquement du rapport de l'hydrogène à l'oxigène, qui :

pour la houille à coak pulvérulent de la Léopoldine = 2,85 : 21,07,
» fritté de la mine royale, = 3,22 : 17,89,
» boursouflé de Newcastle, = 3,23 : 11,78,
pour le candle-coal qui est une houille à coak boursouflé, = 5,45 : 19,72,

Ainsi, la prépondérance de l'hydrogène détermine le plus ou moins de ramollissement de la houille; elle influe évidemment aussi sur les produits liquides ou gazeux résultant de la distillation. Lorsque l'oxigène ou l'hydrogène est en excès, c'est celui de ces deux corps qui domine, qui s'empare du charbon. Dans la houille de la Léopoldine, qui contient 76,08 et donne 57,62 de charbon par la distillation, c'est principalement l'oxigène; dans le candle-coal contenant 74,83, et donnant par la distillation 51,32 de charbon, c'est au contraire principalement l'hydrogène, qui se combine avec la portion de charbon, qu'on perd par la distillation.

Le produit liquide de la distillation est formé de deux matières : l'une est de l'eau tenant en dissolution un peu de carbonate et de sulfite d'ammoniaque, l'autre est du goudron contenant une résine (pyrogénée), une huile volatile (pyrogénée) et quelque peu de naphtaline (p. 136). Par la distillation avec de l'eau on peut en retirer l'huile qui sert à dissoudre le caoutchouc. Si les produits gazeux de la distillation du bois sont de peu d'importance, ceux de la distillation du charbon de terre ont acquis le plus haut intérêt. Le gaz, qu'on retire des houilles les plus riches en hydrogène, contient beaucoup de gaz oléfiant, et brûle avec une lumière, dont l'éclat surpasse tous nos moyens ordinaires d'éclairage. Ce gaz étant fabriqué en grand pour l'éclairage dans beaucoup de villes européennes du pre-

mier ordre, je juge à propos d'esquisser la méthode de le préparer.

Le mélange gazeux, qu'on obtient lors de la distillation de la houille, consiste principalement en gaz des marais, oléfiant et hydrogène; il est composé différemment, selon la nature de la houille et la température à laquelle on distille. L'influence de la température résulte déjà de la décomposition en carbone et gaz hydrogène, que subissent le gaz des marais et le gaz oléfiant, lorsqu'ils passent à travers des tubes échauffés fortement. Le candle-coal, ainsi que l'indique déjà sa composition fournit la plus grande quantité et la meilleure qualité de gaz; une livre en fournit 4 1/2 pieds cubes. Dans une distillation en grand et prolongée pendant plusieurs heures on a obtenu au commencement de l'expérience un mélange gazeux d'une pesanteur spécifique de 0,650 et contenant 13 de gaz oléfiant, 82,5 de gaz des marais, 3,2 de gaz oxide de carbone, 0 de gaz hydrogène et 1,3 de gaz azote. Le gaz obtenu cinq heures après était composé de 7 de gaz oléfiant, 56 de gaz des marais, 11 de gaz oxide de carbone, 21,3 de gaz hydrogène et 4,7 de gaz azote, et avait une densité de de 0,500; dix heures après, il renfermait 0 de gaz oléfiant, 20 de gaz des marais, 10 de gaz oxide de carbone, 60 de gaz hydrogène et 10 de gaz azote et avait une densité de 0,345. Dans la quantité du gaz oléfiant on a compris l'huile pyrogénée, dont une partie non condensée reste dissoute dans le gaz et contribue beaucoup à la beauté de la flamme. La pyrite mêlée avec la houille fait qu'il se forme en outre du gaz hydrogène sulfuré, dont on doit soigneusement débarrasser le gaz qui sert à l'éclairage.

Suivant la consommation du gaz, on emploie plusieurs fourneaux juxta-posés. Dans chaque fourneau (*fig.* 116) *, on place les uns à côté des autres cinq cylindres de fer A, qu'on nomme ordinairement retortes, et on les dispose de manière qu'ils soient fortement échauffés par le feu, qui brûle sur la grille *c*; *o* est le cendrier, et *fe* H sont les passages pour le feu. Ils doivent être arrangés de manière que la moindre dépense en combustible suffise pour donner aux retortes la chaleur nécessaire. Celles-ci sont fermées par derrière et ouvertes par devant; un couvercle de fer, susceptible d'être facilement enlevé et replacé, qu'on adapte solidement à l'aide d'une vis et qu'on lute avec de l'argile, permet de les fermer hermétiquement. Dans ces cylindres on étale la houille, qu'on convertit en coak poreux en la dégazant. Cela fait on rouvre les cylindres, et à l'aide d'un râteau on en arrache le coak incandescent, après avoir ouvert la plaque *n*, ce qui le fait tomber au-dessous du fourneau dans un réservoir voûté *X*, et l'empêche d'incommoder l'ouvrier par sa chaleur. Le gaz développé se dégage à travers le tube de fer *hi*, et se rend dans le canal commun E, rempli à moitié d'un liquide. Le tube s'engage au-dessous de la surface du liquide, de sorte qu'il isole chaque cylindre et permet de l'ouvrir sans que le gaz de l'appareil puisse s'échapper. Dans ce tube se condensent en majeure partie les matières gazeuses, qui sont liquides à la température ordinaire. De la moitié supérieure du canal sort un tube *l*, descendant d'abord verticalement jusqu'au dessous du sol et se rendant ensuite

* La première partie du dessin est la coupe d'un fourneau, la seconde est la vue de face de deux fourneaux.

plus loin dans une direction horizontale. A la partie concave de ce tube, est adapté un autre tube, ouvert par le bas et plongeant dans un vase cylindrique, placé dans un réservoir plus grand. Durant la distillation, les substances liquides, rassemblées dans le canal E, s'écoulent à travers le tube S (*fig.* 117), dans le vase cylindrique, et de celui-ci dans le grand réservoir, d'où on les retire de temps en temps. Parfaitement isolé de l'air par cette disposition, le gaz continue son chemin par le tube horizontal pour se rendre dans le dépurateur D, qui consiste en un grand vase cylindrique susceptible d'être fermé hermétiquement à l'aide d'un couvercle, muni d'un appareil en forme d'entonnoir. Par l'orifice de l'entonnoir passe une tige *v*, mobile au moyen d'une roue *t* et d'une manivelle; à la partie inférieure de cette tige se trouve un châssis *g* avec des traverses en bois. Le tube *V* sert à remplir ce vase, jusque plus de moitié, de chaux délayée dans l'eau. Lorsqu'on fait tourner la manivelle, la tige et le châssis entrent en rotation autour de leur axe, et la chaux, qui peut avoir gagné le fond, se relève et nage dans l'eau. Le gaz entre par le tube *l* dans le col de l'entonnoir, comprime et abaisse le liquide pour s'échapper de toutes parts des bords de l'entonnoir, en petites bulles qui s'élèvent à travers le liquide et se mettent en contact multiplié avec la chaux. Or, c'est là aussi le but de cette opération ; en effet, la chaux en se combinant avec l'hydrogène sulfuré du gaz, dépouille celui-ci d'une odeur extrêmement désagréable. Une dissolution d'acétate de plomb permet de s'assurer facilement si le gaz contient encore du gaz hydrogène sulfuré. A cet effet, on adapte au tube conducteur *l* un autre tube muni d'un robinet *y*, et s'engageant dans une dissolution d'acétate de plomb; pour

peu qu'on ouvre le robinet, le gaz traversera la dissolution. La moindre trace d'hydrogène sulfuré contenue dans le gaz, colore fortement le liquide en formant du sulfure de plomb. On renouvelle dans ce cas la bouillie de chaux en ouvrant le robinet *p*, laissant écouler la bouillie de chaux devenue inerte, refermant le robinet et faisant entrer un nouveau mélange par le tube V. Pour obtenir le gaz parfaitement pur, on peut le faire passer par deux appareils semblables. De ce que le gaz abaisse le liquide dans l'entonnoir, il s'ensuit qu'il supporte une pression dans les tubes qui l'amènent dans cet appareil, et cette pression correspond à celle d'une colonne d'eau, dont la hauteur égale la différence des niveaux du liquide à l'intérieur et à l'extérieur de l'entonnoir. Voilà pourquoi le niveau du liquide est plus bas dans le tube S qu'à l'extérieur; c'est aussi pour ce motif, qu'on a été obligé de prolonger le tube *i* au-dessus du canal E jusqu'en *i*; car, lorsqu'on ouvre une cornue, le liquide monte du canal E d'une quantité proportionnelle à la pression qui a lieu dans le tube *l*. Pour éviter cette pression on se sert dans quelques fabriques d'un dépurateur formé d'un grand vase semblable à D, et rempli de foin trempé de lait de chaux; le gaz entre par en bas et sort par la partie supérieure au moyen d'un autre tube. Conduit à travers deux vases pareils, le gaz dépose tout l'hydrogène sulfuré qu'il contient. Du dépurateur le gaz va gagner le gazomètre F, que l'on confectionne avec des plaques de tôle réunies par des clous, et qu'on place dans un grand vase cylindrique rempli d'eau jusqu'au bord. Le gazomètre est suspendu à une chaîne *k*, glissant sur deux poulies *r r'*, et équilibrée par des poids à l'autre extrémité Z. Au commencement de

l'opération on ferme le robinet m', et l'on ouvre le robinet w; alors le gazomètre plonge au fond du vase I. Plus il se développe de gaz, plus le gazomètre s'élève, et la chaîne, qui s'allonge et augmente par conséquent de poids de l'autre côté, prévient la compression du gaz dans le gazomètre en équilibrant à peu près le poids dont celui-ci s'accroît en sortant du liquide. En suspendant en outre des poids à l'extrémité Z de la chaîne, on peut régler encore plus exactement la pression dans l'intérieur du gazomètre. A-t-on obtenu la quantité de gaz dont on a besoin, on ferme le robinet w, et lorsqu'on veut employer le gaz pour l'éclairage, on diminue le poids en Z d'une quantité suffisante, pour que le gaz subisse dans le gazomètre une certaine pression due au seul poids de ce dernier. On règle la pression, dont on veut faire usage, en faisant en sorte, que le niveau de l'eau soit d'une quantité déterminée plus bas dans le gazomètre qu'à l'extérieur (p. 190). Le robinet m' étant alors ouvert, le gaz s'écoule à travers le tube l', aux endroits où on veut l'utiliser *.

Les huiles grasses (l'huile d'olive, l'huile de pavot et d'autres), distillées à la température de leur ébullition, ne laissent que peu de charbon. Le liquide qui passe, consiste en acides gras et autres combinaisons, dont je ferai l'histoire en temps et lieu; peu de gaz se développe. Mais lorsqu'on laisse tomber les huiles goutte à goutte dans un vase chauffé au rouge, une mesure d'huile four-

* Le diamètre intérieur des retortes est d'un pied, toutes les autres parties de l'appareil sont dessinées d'après la même échelle, à l'exception du gazomètre pour qui l'échelle n'est que moitié aussi grande, de sorte que le diamètre du gazomètre s'élève ordinairement de 33 — 40 pieds.

nit 750 mesures de gaz, contenant ordinairement environ 30, rarement 40, mais quelquefois seulement 18—25 pour cent de gaz oléfiant. La pesanteur spécifique de ce gaz diffère évidemment à raison de cette teneur : comprise ordinairement entre 0,8 et 0,9, elle peut varier de 0,674—1,110. Lorsqu'on se sert de ce gaz pour l'éclairage, on le fabrique avec des huiles mauvaises et à bon compte; sa grande richesse en gaz oléfiant le fait brûler avec une flamme beaucoup plus belle et 2 1/2 fois aussi lumineuse que celle du gaz de la houille. On prépare ce gaz dans une retorte en fer, remplie au tiers de coak ou de briques, pour fournir à l'huile un grand nombre de points de contact. La retorte, qu'on chauffe au rouge dans un fourneau, se trouve en communication, à l'aide d'un tube muni d'un robinet, avec un réservoir d'huile d'où l'on fait arriver un filet d'huile plus fort ou plus faible, en ouvrant plus ou moins le robinet. A l'instar de la communication du tube *i h* avec le barillet E, dans l'appareil au gaz de la houille, il part de la cornue un tube, qui se rend dans le réservoir d'huile jusqu'au dessous de la surface du liquide, pour que l'huile, qui n'a pas été décomposée en gaz, s'y condense et retourne dans le cylindre incandescent. Sans exiger une épuration ultérieure, le gaz arrive au gazomètre par un tube adapté à la voûte du réservoir d'huile. C'est ce gaz qu'on a introduit et comprimé dans des vases très forts pour se procurer un gazlight portatif, et dont j'ai déjà dit ci-dessus (p. 139), qu'il contient différentes combinaisons de carbone et d'hydrogène.

COURANT D'AIR ARTIFICIEL.

L'affluence d'une trop grande quantité d'air froid ou une quantité d'air trop mince, trouble la combustion régulière et complète d'une lumière qui brûle: du charbon non consumé se sépare et la lumière ne répand qu'une lueur faible et inégale. Pour prévenir cet effet, on règle le tirage de manière que, sur une quantité déterminée de la substance en combustion, il arrive une quantité d'air également déterminée; on atteint ce but en entourant le corps qui brûle, d'un canal (cheminée) de dimensions déterminées. De pareilles dispositions sont également nécessaires lorsqu'on veut se procurer une haute température par l'arrivée rapide de l'air sur les corps combustibles; car on doit, à cet effet, consumer dans le temps le plus court et dans le moindre espace, à l'abri du refroidissement, la plus grande quantité des substances combustibles donnant le plus de chaleur. Je ne puis entrer dans les détails de la loi que suit l'entrée de l'air froid dans un canal vertical, où les gaz, qui montent, s'échauffent et deviennent plus légers; je dois me contenter de rapporter cette loi, comme on l'énonce ordinairement. L'air extérieur afflue dans la cheminée avec la vitesse qu'acquiert un corps en tombant d'une hauteur égale à la différence entre la longueur de la cheminée, ou d'une colonne d'air qui remplirait la cheminée à la température de l'air extérieur, et celle de la colonne d'air échauffée et dilatée qui se trouve à l'intérieur de la cheminée, réduite à la température et à la densité de l'air extérieur. Supposons, par exemple, que la hauteur de la cheminée soit de 27 1/2 pieds, que la température de l'air y soit de 110°, l'air extérieur étant à 10°;

la colonne d'air de 27 1/2 pieds refroidie à 10°, n'aura qu'une hauteur de $\frac{27,5}{1+0,00375\,(110-10)}=\frac{27,5}{1,375}=20$ pieds; l'air se précipitera donc dans la cheminée avec la vitesse de la chute d'un corps qui est tombé d'une hauteur de $27,5-20=7,5$ pieds, ou bien avec une vitesse de $\sqrt{15\ 5/8\times4\times7,5}=21,65$ pieds par seconde. (Consultez les Élémens de physique sur la vitesse des corps qui tombent.) Connaissant les dimensions de la cheminée on peut facilement calculer la quantité d'air qui y entre par seconde : que dans le cas actuel, la section de la cheminée soit équivalente à deux pieds carrés, par exemple, il entrera par seconde 42,3 pieds cubes d'air, le calcul, que je n'ai rapporté que pour donner une idée générale du tirage et de la manière dont on règle le courant, fait voir que la chaleur produite dans un fourneau à courant d'air libre, dépend de la grandeur de la grille, des dimensions de la cheminée et de la température de l'air qui y est contenu; la même observation s'applique à nos lampes à courant d'air réglé. Néanmoins beaucoup d'autres circonstances, telle que, par exemple, la pesanteur spécifique des gaz qui résultent de la combustion, influant sur l'effet produit, il serait impossible de déterminer d'avance et exactement cet effet par le calcul. On a trouvé par un grand nombre d'expériences, le combustible le mieux approprié aux diverses opérations pyrotechniques, comme aussi les proportions les plus avantageuses à observer dans la construction des fourneaux ou dans la confection des lampes, proportions qu'on peut cependant facilement modifier, si la localité ou des circonstances particulières l'exigent. La combustion dans les lampes à esprit-de-vin et à huile à double courant d'air, dans les fourneaux à courant libre et forcé,

et dans eeux à réverbère, est si importante et revient si souvent dans beaueoup d'expérienees chimiques, que je me vois forcé d'en intercaler une courte description ici au chapitre de l'air atmosphérique.

LAMPES A ESPRIT-DE-VIN ET A HUILE A DOUBLE COURANT D'AIR.

La lampe à esprit-de-vin à double courant d'air doit être eomptée parmi les instrumens les plus indispensables pour le chimiste, au point qu'elle ne saurait être remplaeée dans un grand nombre d'expériences exactes. La roue dentée *e* (*fig.* 118), et la crémaillère *g*, permettent d'élever et d'abaisser la mèche *c*, située entre deux cylindres réunis inférieurement par une plaque horizontale. A la base de la crémaillère *g* se trouve fixé à cet effet une traverse *o*, et à celle-ci un anneau autour duquel passe la mèche *cc*; le réservoir *b* sert à rendre possibles l'élévation et l'abaissement de la traverse. Il ne communique avec le réservoir d'alcool *aa* qu'au moyen du tube *k* (*fig.* 119), la continuité se trouvant à cet effet rompue entre *a* et *a*, ou bien, *aa* étant à la vérité soudé à *b*, mais de manière qu'il n'en résulte entre eux aucune communieation autre que eelle par le tube *k*. Sans cette disposition l'inflammation de la lampe serait souvent aecompagnée d'une explosion, alors qu'une portion d'alcool étant consumée, l'air atmosphérique, qui en prend la place dans le réservoir *a*, se mêlerait avec de la vapeur aleoolique. En *m* (*fig.* 120), se trouve une ouverture dans laquelle on verse l'esprit-de-vin, et qu'on ferme ensuite avec un bouehon de liége. Dans la paroi de devant est luté un petit morceau de verre *s*, qui indique la quantité

d'alcool dans le réservoir *a*; *l* est la cheminée. Suivant qu'on fait monter ou descendre la mèche, l'air atmosphérique, qui afflue, doit alimenter la combustion d'une quantité plus ou moins grande d'alcool; le courant d'air vers la mèche s'établit extérieurement suivant la partie latérale, et intérieurement suivant le canal *i*. La mèche doit être coupée d'une manière parfaitement égale, et ne présenter jamais de bord charbonneux. Au-dessus d'une lampe, exécutée exactement d'après l'échelle de la *fig.* 121, on peut fondre à peu près en 15 minutes 25 gr. de carbonate de soude, dans un petit creuset de platine, de même poids et de la contenance de 20—25 grm. d'eau; on doit rejeter une lampe avec laquelle on ne peut pas fondre au moins 12 grm. de ce carbonate. Je reviendrai plus amplement sur cette épreuve, à propos de l'analyse des combinaisons silicifères. Le chimiste doit avoir deux lampes pareilles : l'une, destinée à opérer la fusion des corps; elle doit être construite de manière que toutes les parties qui la composent soient aussi minces que possible et n'enlèvent que peu de chaleur; la seconde, servant à d'autres expériences, peut être supportée par des tiges plus fortes.

Tout-à-fait semblable à la combustion dans cette lampe est celle de l'huile dans les lampes sans ombre ordinaires. Par le canal *e* (*fig.* 122), l'huile passe du réservoir *l*, placé aussi haut que possible, à la mèche *o*, qu'un mécanisme pratiqué au-dessous de la flamme, pour qu'il ne porte pas ombre, permet de hausser ou d'abaisser. L'air s'introduit par les trous *i* dans le canal intérieur *a* et par *b b* au pourtour extérieur de la mèche; le tirage dépend de la longueur et du diamètre du verre cylindrique, placé au dessus de la flamme et à travers

lequel s'élèvent les gaz échauffés. En enlevant le cylindre, ou bien en bouchant quelques-uns des trous *i*, on peut voir de suite l'avantage de ces dispositions. Par la raison que l'huile laisse en distillant un résidu de charbon, il se dépose insensiblement du charbon sur la mèche, de sorte qu'elle doit être nettoyée de temps à autre. L'huile, s'élevant de moins en moins vers la mèche à mesure qu'elle est consumée par la combustion, celle-ci doit aller en diminuant d'activité avec le décroissement de la quantité d'huile. On a cherché a remédier à cet inconvénient à l'aide d'un mouvement d'horlogerie placé dans le pied de la lampe et faisant jouer le piston d'une pompe destinée à fournir continuellement de l'huile à la mèche; d'autres mécanismes ont été imaginés dans le même but. Mais le haut prix de ces lampes et les réparations fréquentes et difficiles auxquelles elles sont sujettes, en ont jusqu'à ce jour restreint la vogue.

FOURNEAUX DE FUSION.

Je décrirai en même temps que les opérations auxquelles on les emploie, les fourneaux ordinaires, tels que ceux dont on se sert pour de petites expériences de fusion, pour faire bouillir ou pour digérer des substances; très souvent une figure bien faite suffit déjà pour en donner une idée claire. Néanmoins je vais indiquer dès à présent la construction d'un fourneau aspirant, destiné à procurer une haute température pour fondre, distiller ou griller (chauffer dans l'air libre) des corps. On commence par percer le plancher et la voûte là où l'on veut construire le fourneau de manière que

les cendres tombent dans la cave et que le courant arrive du même endroit. Le foyer du fourneau consiste en un espace cylindrique ou quarré. La forme quadrangulaire occasione une perte en combustible lorsqu'on opère la fusion dans le creuset, mais doit être préférée pour les distillations et les grillages; voilà pourquoi je l'ai fait conserver dans le dessin (*fig.* 123). La section de cet espace est un quarré d'un pied et demi de côté; il est terminé inférieurement par la grille *e* formée par la réunion de plusieurs tiges de fonte et mobile autour d'un gond. Du côté opposé au gond, la grille repose sur la tige *p*; celle-ci étant enlevée, la grille tombe et reste suspendue verticalement au gond. Un canal *d* de même dimension se prolonge encore de quelques pieds au dessous de la grille et va se terminer dans la cave. Le fourneau est couvert d'une plaque de tôle *h*, doublée intérieurement d'argile réfractaire et susceptible d'être facilement élevée moyennant une chaîne et une poulie *r*, pour le service du foyer, lorsqu'on veut mettre du charbon ou attiser le feu. Cette plaque est percée d'un petit trou *n*, qu'on ferme avec un couvercle en tôle et qui permet d'observer de temps à autre le feu. Les gaz échauffés passent du foyer par le canal *b*, qu'on nomme le renard, dans la cheminée *c*, dont la section est aussi un quarré. Les proportions du dessin, qui représente la coupe du fourneau, sont prises exactement d'après celles d'un fourneau dans lequel le potassium se distille en 20—30 minutes, lorsqu'on fabrique ce corps avec un mélange de potasse et de charbon dans les bouteilles ordinaires de fonte; je reviendrai plus amplement sur cette épreuve en parlant du potassium. La cheminée de ce fourneau a une hauteur d'au moins cinquante pieds.

On donne ordinairement des dimensions un peu trop grandes au renard *b*, afin que, par l'introduetion de plaques ou de pierres, on puisse le retrécir selon qu'il est nécessaire à raison du combustible qu'on emploie, ou de l'opération qu'on entreprend. On peut en outre régler le tirage par un registre placé dans la cheminée. Lorsqu'on veut se servir du fourneau pour faire fondre une substance, on ferme l'ouverture *i* avec une pierre et l'on place aussi sur la grille une pierre destinée à supporter le creuset. Veut-on que l'air ait un libre accès à la matière qu'on chauffe, on la plaee dans une mouffle, vase en argile réfractaire, qui a la forme d'un four (*fig.* 124), sur les tiges *o*, de manière que l'ouverture de la mouffle se trouve en *i*. C'est moyennant une eoupelle, qu'on doit introduire dans la mouffle les substances qu'on veut chauffer en contact avec l'air libre; eelui-ci afflue par *i* dans la mouffle ouverte et incandeseente, et sort de nouveau par les trous *a*, qui sont au nombre de trois de chaque côté de la mouffle. En brassant incessamment les substances on aecélère l'action de l'air. Veut-on employer le fourneau pour distiller, par exemple, le potassium ou le zine, on place la retorte ou la bouteille sur les tiges *o*, et l'on ferme l'ouverture *i* avee une pierre percée d'un trou pour le passage du col de la eornue. Dans ees expériences surtout il est avantageux que le cendrier soit dans la cave, afin qu'il se répande moins de ehaleur dans l'espace où l'on travaille, et qu'on puisse y rester sans être incommodé ou entravé. Si la marche d'une opération exige que la ehaleur soit promptement diminuée ou détruite, on retire la tige *p*, la grille tombe, les charbons ardens se rassemblent dans la cave, et l'opération cesse tout d'un

coup. Ce mécanisme procure une grande assurance dans mainte expérience, d'autant plus que le fourneau pour lequel on l'emploie n'est destiné qu'à des travaux en grand.

LE CHALUMEAU ET LE FOURNEAU A RÉVERBÈRE.

Dans beaucoup de recherches il est très important de concentrer promptement sur de petites masses un haut degré de chaleur; à cet effet on se sert du chalumeau, à l'aide duquel on souffle un courant d'air à travers une flamme. Avec cet instrument il est facile de faire les diverses expériences qui servent à dévoiler la nature chimique des différentes substances; la température qu'il procure, peut s'élever jusqu'au rouge blanc. On examine de cette manière, si les substances sont volatiles ou non, si elles se décomposent ou si elles ne s'altèrent pas, quels sont les produits de la décomposition, si elles sont fusibles et quels phénomènes engendre leur fusion avec d'autres substances; on peut les oxider ou désoxider avec le chalumeau. La désoxidation dépend de l'endroit de la flamme où on les tient. En effet une double combustion a lieu dans la flamme du chalumeau, l'une à l'intérieur de la flamme est alimentée par l'air provenant de l'insuflation, l'autre à l'extérieur est due à l'air atmosphérique ambiant. Entre ces deux lieux de la combustion se trouvent les gaz combustibles dont la température est très élevée, si l'on y plonge entre *a* et *b* (*fig.* 125) un oxide, par exemple, de l'oxide de plomb ou de l'oxide de cuivre, l'oxigène de ces corps se combine avec les matières combustibles, le métal se fond et apparaît avec ses propriétés connues; les substances tenues à

l'extérieur de *b* s'échauffent fortement et se combinent, si elles en sont capables, avec l'oxigène de l'air, qui y a accès.

Ce qui s'observe en petit dans la flamme du chalumeau, a lieu en grand dans le fourneau à réverbère. Suivant que la flamme du combustible, qui passe par le fourneau à réverbère contient encore des substances inflammables ou renferme déjà un excès de gaz oxigène, elle est désoxidante ou oxidante. Le fourneau à réverbère permettant de traiter de grandes masses est indispensable pour plusieurs opérations chimiques qu'on exécute en grand. Par l'ouverture *k* on place sur la grille *a* (*fig.* 126) le combustible, auquel l'air afflûe par l'ouverture *b*; les gaz, qui se développent durant la combustion, ne peuvent s'échapper que par la cheminée *p*, et sont forcés de lécher la sole *dd* du fourneau à réverbère. Une rangée de pierres *c* qu'on nomme le pont, sépare le foyer de la sole *dd*; la coulisse *h* permet de fermer plus ou moins la cheminée et sert à régler le tirage. Par l'ouverture *i* on introduit sur la sole les substances qu'on se propose d'exposer au feu. En *g* est une ouverture qui livre passage à une tige mobile sur un rouleau et servant à brasser la masse dans le fourneau et à l'en retirer à la fin de l'opération. La masse enfournée, on ferme les ouvertures *i*, *k*, *g*, exactement pour ne les ouvrir que lorsqu'on doit ajouter du combustible ou qu'on veut activer la combustion; afin d'atteindre promptement ce but, on ajuste dans les trous des tampons en tôle (*fig.* 127) doublées intérieurement de terre réfractaire, et armés chacun extérieurement, presqu'au milieu, d'un cône creux en tôle recevant un manche en bois. Lorsque les dimensions du fourneau sont

égales à celles qu'indique la figure, on peut l'employer pour chauffer au rouge des mélanges qu'on veut faire réagir chimiquement, pour fabriquer par exemple le carbonate de soude (la soude) et principalement pour griller des minerais (opération qui a pour but la combinaison du soufre et de l'arsenic avec l'oxigène de l'air). Veut-on se servir d'un fourneau à réverbère pour la désoxidation, il faut augmenter considérablement la grille, et diminuer le foyer, afin que beaucoup plus de matière combustible soit entraînée. On peut même modifier ces proportions au point de faire sortir d'une haute cheminée une flamme fuligineuse très riche en substances combustibles. J'indiquerai çà et là, lorsque l'occasion se présentera, les changemens particuliers que les opérations chimiques les plus importantes nécessitent dans la construction du fourneau à réverbère, dont je viens de mentionner simplement la théorie générale.

FOURNEAU DE FORGE.

Pour obtenir une température très élevée on injecte l'air au moyen de machines particulières (soufflets) au milieu des substances en combustion. Les machines soufflantes diffèrent selon les substances qu'on veut faire fondre. En traitant du plomb, du cuivre, du zinc et du fer, je décrirai les soufflets et les fourneaux, à l'aide desquels on produit la haute température qu'exige l'extraction de ces métaux. Dans les forges, par exemple, on se sert de soufflets, dont la différence avec ceux qu'on emploie dans les laboratoires de chimie n'est qu'insignifiante; ces derniers sont en outre confectionnés plus soigneusement et avec de

meilleurs matériaux. Ils consistent en trois panneaux dont la grandeur, qui est égale, détermine en même temps celle de chaque soufflet. Le soufflet qu'on emploie à la lampe d'émailleur, a une longueur de deux pieds et une largeur d'un pied; destiné à l'entretien d'un grand feu de forge il doit être long de cinq à six pieds et large de deux pieds et demi. Le panneau supérieur *c* (*fig.* 128) est réuni avec celui du milieu *b*, et celui-ci avec l'inférieur *a* par six planchettes minces, et au dessus des endroits où celles-ci sont en contact entre elles et avec les panneaux est collé du cuir très fin. Quatre de ces planchettes sont parfaitement égales entre elles et forment des triangles *hig*; deux autres sont pareillement égales et forment des rectangles *giso*. Le coin en *i*, aussi bien dans les triangles que dans les rectangles, est assez mousse, pour que les planchettes triangulaires et rectangulaires puissent s'appliquer en même temps aux panneaux sans se toucher. Le panneau du milieu *b* et l'inférieur *a* ont des clapets *n* et *m*, qui s'ouvrent très facilement, et qui ferment bien moyennant une doublure en drap, qu'ils portent en bas; le panneau mitoyen est enfermé dans un châssis, et fixé par les deux extrémités à deux traverses, que l'on assujettit, suivant l'usage du soufflet, au dessous d'une table, ou dans une châsse particulière, lorsque le soufflet est plus grand. On charge le panneau supérieur d'un poids proportionnel à la force du vent qu'on veut produire; au panneau inférieur est suspendu un poids qui le tire vers le bas. On peut élever ce panneau à l'aide d'une corde passant sur une poulie et communiquant dans les petits soufflets, avec une pédale, et dans les grands soufflets avec une anse, qu'on saisit par la main, ou avec un étrier, dans lequel on met

le pied pour faire monter le panneau au moyen de tout le poids du corps. Le panneau *a* étant soulevé, l'air compris entre ce panneau et le panneau *b* se trouve dans un état de compression, le clapet *m* se lève, l'air se précipite entre les panneaux mitoyen et supérieur et pousse ce dernier en haut. En laissant redescendre le panneau inférieur on détermine à l'instant la chute du clapet *m* en vertu de son poids et l'ouverture du clapet *n*; ce qui fait rentrer l'air atmosphérique dans l'espace compris entre les panneaux inférieur et mitoyen. Le panneau étant relevé derechef, de nouvelles quantités d'air sont refoulées entre les deux panneaux supérieurs. Le châssis du panneau du milieu est percé d'un trou *u* dans lequel on ajuste la tuyère, tube ordinairement en cuivre. Par cette ouverture, qu'on peut également pratiquer à l'extrémité opposée *r t*, si c'est plus commode, l'air afflue dans la tuyère et peut être conduit partout où l'on veut par la prolongation de celle-ci; dans ce cas il faut cependant se garder de courber la tuyère à angle droit pour éviter la répercussion de l'air. Le vent, qui doit parcourir un canal trop long, perd toujours en intensité.

On obtient la plus haute température dans un fourneau en dirigeant l'air de différens points vers le centre. On atteint le plus facilement ce but avec deux cylindres en tôle *ccc* et *ddd*, (*fig.* 129 et 131), fermés l'un et l'autre en bas par un fond, emboîtés de manière que le cylindre intérieur soit à égale distance du cylindre extérieur en bas et aux côtés, et réunis hermétiquement. Par le cylindre intérieur qui doit être revêtu d'une couche épaisse d'argile réfractaire *ggg*, comme aussi par la doublure d'argile, passent huit trous, qui doivent être pratiqués

à la même hauteur du fond. Au milieu repose, sur un fromage, un grand creuset ou plusieurs petits creusets qu'on veut échauffer. On introduit dans le tuyau *a* un un autre tuyau communiquant avec un soufflet. Dans l'espace *b* on fait entrer l'air qui pénètre par les trous *o* dans le foyer et y produit une chaleur telle, que si le fourneau a été construit d'après l'échelle de la figure 130, on y peut liquéfier complétement une demi-livre de feldspath en vingt minutes de temps. On y fait fondre aisément du fer et d'autres substances difficilement fusibles. Il est important que les charbons soient tous de la même grandeur, par exemple, d'un pouce cube. On opère facilement ce triage après les avoir concassés et réduits à peu près à une grandeur déterminée, en les faisant passer à travers deux cribles, dont l'un, à mailles d'un pouce quarré, arrête les morceaux trop gros, et dont l'autre, percé de trous plus petits, ne livre passage qu'aux charbons trop peu volumineux et retient ceux qui ont les dimensions voulues. Lorsqu'on veut substituer du coak aux charbons de bois, il ne faut employer que celui qui donne peu de cendre. Les creusets de Hesse sont ceux dont on se sert ordinairement; mais ils se ramollissent et commencent à fondre dans des expériences qui exigent une très-haute température. Les creusets de graphite ou d'autres masses difficilement fusibles ne résistent pas davantage à la chaleur la plus intense de ce fourneau; de sorte qu'on y obtient une température supérieure à celle que peuvent supporter les creusets confectionnés avec toutes les terres argileuses connues jusqu'à ce jour.

PROPRIÉTÉS DE L'EAU

ET

DES CORPS SOLIDES, LIQUIDES ET GAZEUX, EN GÉNÉRAL.

Chaleur latente. Propriétés de l'eau solide.

Si l'on plonge dans de l'eau bouillante deux vases contenant l'un de la glace à 0°, et l'autre la même quantité pondérale d'eau à la glace, pendant le temps que la glace du premier vase mettra à se convertir en eau à 0°, l'eau du second vase s'élèvera à une température d'environ 75°. Si l'on mêle de l'eau à 75° avec une quantité égale en poids de glace à 0°, la glace se fondra et la température du mélange liquide sera de 0°. L'eau exige donc une quantité déterminée de chaleur pour passer de l'état solide à l'état liquide; cette chaleur se nomme chaleur latente.

Comme dans les expériences précédentes, les vases s'emparent d'une certaine quantité de chaleur et troublent l'exactitude des résultats, il faut remédier à cet inconvénient, en mettant de la glace dans un vase jouissant exactement de la température de l'appartement, et y versant en même temps de l'eau chaude, qu'on a laissée refroidir jusqu'à peu de degrés seulement au-dessus de la température de l'air ambiant. La température de l'air étant, par exemple, de 12°, on laissera refroidir l'eau jusqu'à environ 14°. Si l'on ajoute maintenant à 43 1/2 livres d'eau à 14° 1 livre de glace, celle-ci se fondra et la température du mélange liquide sera de 12°; 43 1/2 livres d'eau ont donc perdu 2°, qui ont servi à convertir

une livre de glace en eau, et à élever la température de celle-ci depuis 0 jusqu'à 12°. Pour porter 1 livre d'eau de 0 à 12°, il faut la chaleur cédée par 6 livres d'eau; ainsi, la chaleur abandonnée par 37 1/2 livres d'eau a été employée, pour la liquéfaction de la glace, d'où il suit qu'une livre de glace, pour se fondre, a besoin de la chaleur qui élèverait d'un degré la température de 75 livres d'eau, ou de 75° celle d'une livre d'eau. Le vase dans lequel on opère, jouissant après l'introduction du mélange de la même température qu'avant l'expérience, n'absorbe ni ne cède de la chaleur. Cependant, pour pouvoir faire l'expérience de la manière indiquée, il faut déjà avoir déterminé, par des expériences préalables, la quantité d'eau qu'on doit ajouter à une quantité donnée de glace. A cet effet, on cherche d'abord la quantité de chaleur que le vase perd ou reçoit, lorsque la température varie d'une quantité déterminée; on laisse prendre au vase la température de l'appartement et l'on y verse de l'eau plus chaude de quelques degrés. Que la température du vase soit, par exemple, de 12°, et celle de l'eau, dont on y verse 50 livres, de 15°, et que l'eau perde 1/2 degré en échauffant le vase; la chaleur, dont le vase a besoin pour s'élever de 2 1/2 degrés, sera égale à celle qui refroidit 50 livres d'eau de 1/2 degré, c'est-à-dire, que pour chaque degré dont l'eau se refroidit ou s'échauffe, il faudra faire entrer en ligne de compte $\frac{50}{2 \times 2\,1/2} = 10$ livres d'eau au lieu du vase.

Lors donc qu'on ajoute dans un pareil vase une livre de glace à 50 livres d'eau à 15°, on trouvera 13°,52 pour la température du mélange liquide; ainsi, l'eau abandonne 1°,48 pour fondre une livre de glace et pour échauffer l'eau formée jusqu'à 13°,52. L'eau et le vase

perdent ensemble autant de chaleur que 60 livres d'eau; avec les 1°,48 cédés par celles-ci on aurait pu élever la température de 1 livre d'eau depuis 0 jusqu'à 88°8. Mais la glace, une fois fondue, ne s'étant échauffée que de 0 à 13°,52, 75°,28 ont été dépensés pour la fonte d'une livre de glace. Ces déterminations reposent évidemment sur le phénomène que le mélange de deux quantités égales d'eau à des températures différentes indique la température moyenne; de l'eau à 0° étant mélangée avec une égale quantité d'eau à 100° indique 50°. La quantité de chaleur, que l'eau absorbe en s'élevant d'un nombre déterminé de degrés, a été trouvée la même pour chaque température, autant que l'expérience a pu être faite.

Toutes les substances ont besoin d'une quantité déterminée de chaleur pour passer de l'état solide à l'état liquide. L'eau sert également à évaluer cette quantité de chaleur; on verse, par exemple, une quantité de soufre à 111°, température à laquelle le soufre est liquide, dans un vase contenant de l'eau, et l'on observe la température dont elle s'accroît. On pèse ensuite la quantité de soufre employée. La température de l'eau s'est élevée tant parce que le soufre liquide s'est solidifié que parce que le soufre solide est descendu à la température du liquide. On trouve la quantité de cette chaleur, en déterminant, par une expérience, de combien de degrés une quantité déterminée de soufre solide et échauffé augmente la température de l'eau. La quantité de chaleur que diverses substances exigent, pour se liquéfier, est très différente, mais n'a été évaluée expérimentalement que pour un petit nombre d'entre elles. Un corps solide, qui se dissout dans l'eau ou dans un autre men-

strue, se liquéfie et absorbe à cet effet de la chaleur. Le sel de cuisine, arrosé d'eau, enlève aux corps environnans la chaleur nécessaire à sa liquéfaction ; le sel lui-même, l'eau et les parois du vase fournissent cette chaleur. Lorsqu'on ne prend que la quantité d'eau requise pour la dissolution, et que les parois du vase conduisent mal la chaleur, on obtient le plus grand abaissement de température. La dissolution du sel de cuisine ne diminue que peu la température; mais si l'on prend des substances plus avides d'eau, par exemple, 16 parties en poids d'eau, 5 de sel ammoniac et 5 de salpêtre, la température descend de + 10° à — 12°. La dissolution de 2 1/2 de phosphate de soude cristallisé dans 1 d'acide nitrique étendu, diminue la température de 10° à — 26°, et celle de 1 1/2 de sel de Glauber dans 1 d'acide nitrique étendu, produit un abaissement de 10° à — 16°. Si dans un métal liquide, tel que le mercure, on dissout d'autres métaux, par exemple, dans 13 de mercure, un mélange en poudre fine de 1 d'étain, 2 de plomb et 3 de bismuth, la température descend de 17°,5 à — 10°. Il n'y a pas seulement dissolution, lorsqu'un liquide arrive en contact avec un corps solide, mais encore lorsque deux corps solides doués l'un pour l'autre d'un grand pouvoir dissolvant, viennent à être mêlés ensemble. Un mélange de 2 parties de neige ou de glace, finement pulvérisée, et de 1 partie de sel de cuisine, abaisse la température de 20°; c'est là le moyen qu'on emploie, en été, pour fabriquer les glaces : à cet effet, on introduit dans un pareil mélange de glace et de sel de cuisine des boîtes en étain, contenant des crêmes ou sirops ou d'autres mixtions. De la même manière on obtient, en mêlant ensemble de l'amalgame de plomb (combinaison solide du mer-

cure avec le plomb), et de l'amalgame de bismuth, un alliage métallique liquide, dont la température est de 21—22° au-dessous de celle des deux combinaisons métalliques solides, prises isolément.

On obtient la température la plus basse en mélangeant ensemble du chlorure de calcium et de la neige; une partie de neige et une partie et un tiers de chlorure de calcium à 0° donnent un froid de —49°. Ce moyen étant celui qu'on emploie dans les laboratoires de chimie pour se procurer un froid artificiel, je vais le décrire avec détail. Comme chaque combinaison chimique développe de la chaleur, il est nécessaire que le chlorure de calcium ait déjà absorbé toute l'eau, avec laquelle il peut se combiner chimiquement. A cet effet on le dissout dans peu d'eau chaude, et l'on ajoute assez long-temps de l'eau à la dissolution, pour qu'une goutte projetée sur une plaque froide de fer-blanc ne se congèle qu'après un quart d'heure; on laisse alors refroidir la masse, on la pulvérise et on la tamise. Avant l'expérience on refroidit autant que possible le chlorure de calcium, comme aussi les vases et ustensiles qu'on veut employer, en les plaçant dans de la neige. Veut-on opérer la congélation du mercure? On verse d'abord de la neige dans une grande capsule, on place ensuite dans celle-ci une capsule plus petite, dans laquelle on met le mélange de chlorure de calcium tamisé et de neige, et le corps qu'on veut soumettre au froid, savoir le mercure renfermé dans un creuset de platine ou dans un tube de verre; en brassant soigneusement la neige et le chlorure de calcium on obtient alors le mercure à l'état solide doué des propriétés que je décrirai dans l'histoire du mercure même.

La glace surnage l'eau ; celle-ci se dilate donc en prenant l'état solide. Il est difficile de déterminer exactement de combien celle-ci se dilate, attendu qu'elle renferme ordinairement des bulles. On peut employer pour cette détermination les mêmes méthodes, que je développerai dans l'article concernant la détermination de la pesanteur spécifique des substances solubles dans l'eau. On trouve cette quantité d'une manière approximative en ajoutant assez d'eau à de l'alcool, qui est plus léger qu'elle, pour que la glace s'y maintienne partout en équilibre, et en cherchant la pesanteur spécifique du liquide. Une expérience de cette nature porte la densité de la glace à environ 0,94; l'eau se dilate donc d'environ 1/16 de la masse totale. La glace recouvre, en se figeant, les lacs, fleuves et eaux stagnantes et protége l'eau subjacente contre la congélation, et les animaux qui y vivent contre la destruction, par la propriété qu'elle a comme corps mauvais conducteur du calorique, de ne transmettre que lentement la chaleur de l'eau à l'air atmosphérique froid. Cependant, de ce que pendant les froids soutenus la couche de glace va toujours en se fortifiant de plus en plus, il résulte déjà que la glace se laisse traverser par la chaleur et conduit par conséquent ce fluide, bien que faiblement.

La force avec laquelle l'eau se dilate en prenant la forme solide, est suffisante pour faire éclater des bombes ou d'autres vases métalliques résistans, c'est ainsi qu'elle étend de plus en plus, en s'y congelant, les fentes qui se trouvent dans du bois ou dans des pierres. Des corps denses deviennent plus lâches lorsqu'on fait congeler l'eau dont on les a humectés, et un grand nombre de

phénomènes semblables ont leur cause dans cette propriété de l'eau.

La plupart des substances se contractent en se solidifiant. Très rarement il y a dilatation, comme pour l'eau; cependant d'autres corps, par exemple, parmi les métaux, le bismuth, présentent également cette propriété.

Du reste, la congélation de l'eau est accompagnée des mêmes phénomènes, que j'ai déjà signalés en parlant de la cristallisation du soufre (p. 37). La température de l'eau étant descendue à 0° dans tout le vase, qu'on agite à cet effet, des cristaux de glace se déposent au fond et contre les parois et croissent, à l'instar du soufre, en traversant la masse liquide; ce phénomène ne s'observe cependant que dans des vases placés librement et dans des eaux agitées. La glace, qui peut se former de cette manière au fond des rivières, croît jusqu'à ce qu'elle entraîne avec elle à la surface la pierre sur laquelle elle s'est déposée, ou jusqu'à ce que la force, avec laquelle elle tend à s'élever dans l'eau en vertu de sa pesanteur spécifique, soit devenue assez grande, pour l'arracher de l'endroit où elle est fixée au fond.

La glace en plaques minces se laisse plier un peu, revient cependant immédiatement après l'inflexion dans sa position primitive, elle est donc élastique; courbée davantage, elle se brise, et appartient par conséquent aux corps cassans. Elle est transparente et incolore; en grande masse elle présente la même couleur verte que l'eau des mers.

Tout ce qu'on sait de la forme cristalline de la glace, c'est que cette forme est un prisme hexaèdre régulier dont la base P (*fig.* 132) fait un angle droit avec les faces latérales M. On peut obtenir la glace cristallisée en

grandes feuilles en faisant congéler une dissolution non parfaitement saturée de diverses substances, par exemple une dissolution de sel de cuisine; dans ce cas une partie de l'eau se solidifie, et la dissolution concentrée reste. La vapeur d'eau, qui se précipite de l'air au dessous de 0°, est également cristallisée sous forme de neige ou de givre. Les cristaux de neige sont ordinairement formés de manière, que d'un centre il parte six rayons formant entre eux un angle de 60° (*fig.* 133); à ces rayons s'en appliquent d'autres sous un angle de 60° et 120°, et ainsi se forment des variations innombrables, dont il est cependant impossible de déduire toutes les notions sur la forme cristalline.

PESANTEUR SPÉCIFIQUE DES CORPS LIQUIDES ET SOLIDES.

J'ai déjà donné la définition de la pesanteur spécifique, et nous avons également vu ci-dessus (p. 182), que l'on prend l'eau pour unité de pesanteur spécifique des corps liquides et solides. Une méthode pour la déterminer, que je vais exposer de suite, et qui est très-commode, nous en donnera encore une idée nette. Par la pesée on détermine le poids du verre et celui de la quantité d'eau qui y entre; soit par exemple le poids du vase (*fig.* 134) égal à 150 gr., et celui de l'eau, qu'il peut contenir, à 75 gr. On détermine le poids du vase rempli d'acide sulfurique; soit ce poids égal à 285 gr., celui du verre étant de 150 gr., l'acide sulfurique occupant le même espace que l'eau pesera donc 135 gr., ainsi:

$$75 : 135 :: 1 : 1,80.$$

Pour ne pas avoir à effectuer ce dernier calcul, on fait confectionner un petit flacon d'une capacité d'envi-

ron 1000 grains ou 100 grammes d'eau, capacité qu'on rendra ensuite exacte, soit en raccourcissant, soit en allongeant par la taille la partie du bouchon qui y entre. Le poids du verre se détermine par la pesée. Veut-on trouver la pesanteur spécifique d'un liquide, on n'a qu'à peser le verre rempli du liquide, soustraire hors du poids obtenu celui du verre et diviser le reste par 100 ou par 1000. Que le vase, rempli d'acide nitrique, pèse par exemple 2730 grains, le poids du vase étant de 1200 grains, la pesanteur spécifique de l'acide nitrique sera de 1530. Pour déterminer la pesanteur spécifique des corps solides on commence par les peser, on les introduit dans le vase, on y verse de l'eau et après avoir fermé le vase, que l'on doit soigneusement essuyer à l'extérieur, on pèse le tout. En soustrayant de ce poids celui du vase, on obtient celui du corps solide et de l'eau, pris ensemble; en soustrayant hors de ce dernier poids celui du corps solide, on trouve le poids de l'eau contenue dans le vase avec le corps solide; enfin la soustraction de ce nouveau poids hors de celui de l'eau, qui entre dans le flacon vide, donne celui de l'eau déplacée par le corps solide. Le poids du corps solide étant, par exemple, de 152 grains, si le vase contenant l'eau et le corps solide pèse 2276 gr., l'eau déplacée par le corps solide pesera 76 gr. (car 2276 — 1200 =, = 1076 — 152 = 294, et 1000 — 924 = 76), donc 76 : 142 :: 1 : 2.

Si les corps solides sont solubles dans l'eau, on substitue à l'eau de l'alcool, de l'huile ou tout autre liquide qui ne les dissolve pas. Dans les nombres, qu'on obtient alors, le corps substitué à l'eau, par exemple l'alcool, sert d'unité. Il sera facile d'en déduire la pesanteur spé_

cifique, celle de l'alcool étant déterminée; à cet effet l'on n'a qu'à multiplier le rapport obtenu par cette pesanteur spécifique. L'eau se dilate par la chaleur et devient plus légère; mais les corps solides et liquides sont dans le même cas. La dilatation de ces derniers n'étant pas connue exactement, au lieu de faire des corrections ultérieures, il vaut mieux, le plus souvent, indiquer la température à laquelle on a opéré.

Une autre méthode employée ordinairement pour des minéraux ou des métaux, qu'on ne veut pas réduire en morceaux, consiste à les peser successivement dans l'eau et dans l'air libre. Dans la science de l'équilibre des corps solides et liquides, science qui fait partie de la mécanique, on démontre qu'un corps plongé dans l'eau perd de son poids ce que pèse l'eau qu'il déplace. Dans ces pesées on remplace, du côté où l'on met ordinairement les substances à peser, le plateau ordinaire par un autre plus court *b* (*fig.* 135), armé en bas d'un crochet, auquel on fixe un cheveu, pour y suspendre le corps solide *a*. Supposons qu'un petit morceau de soufre pèse par exemple 10,170 grains dans l'air, et 5,115 grains dans l'eau; la différence 5,055 grains représente la quantité pondérale de l'eau déplacée, donc :

$$5{,}055 : 10{,}170 :: 1 : 2{,}012.$$

Lorsqu'on ne peut employer la substance solide qu'en petits morceaux isolés, à l'aide de trois fils, on suspend au crochet un verre de montre, dont on détermine préalablement le poids dans l'eau; on place les petits morceaux isolés dans ce verre et on pèse sous l'eau.

On peut également trouver la pesanteur spécifique des liquides d'après cette méthode : on n'a pour cela qu'à déterminer combien un même corps perd de son poids

dans ce liquide et dans l'eau. Une boule de verre perdant par exemple 36,8705 dans l'eau distillée et 44,945 dans une dissolution concentrée de sel de cuisine, la pesanteur spécifique de cette dernière est de 1,2066. Sur ce principe reposent les aréomètres de Nicholson et de Fahrenheit qui, ne donnant pas d'aussi bons résultats que la pesée avec la balance, sont peu employés. La détermination de la pesanteur spécifique des liquides, particulièrement des dissolutions de diverses substances dans l'eau, est très importante pour la pratique, cette pesanteur spécifique servant à faire connaître la quantité des substances dissoutes. La pesée étant cependant trop fastidieuse pour ces sortes de déterminations, on se sert à cet effet d'un tube de verre creux, lesté d'une quantité suffisante de mercure pour qu'il ne plonge que jusqu'à un point déterminé dans un liquide d'une certaine teneur. Il s'enfonce davantage dans un liquide plus léger et moins dans un liquide plus pesant, le liquide déplacé par le vase jouissant exactement du même poids que l'instrument tout entier. Les divers métiers ont besoin sous ce rapport de différens appareils semblables, qu'on appelle aréomètres (ἀραιος léger, μέτρον mesure). Ces aréomètres sont ordinairement formés d'un tube de verre creux *d* (*fig.* 136) auquel sont soudés en bas une boule *a* contenant la quantité nécessaire de mercure et en haut un tube mince et long *c b*. Le fabricant d'eau-de-vie n'a à examiner qu'un liquide plus léger que l'eau; le saunier doit explorer un liquide plus pesant. L'aréomètre du distillateur d'eau-de-vie n'est lesté que par une quantité de mercure, qui le fait plonger jusque tout en haut *b* dans l'alcool le plus léger et a une longueur telle que dans l'eau il s'élève jusqu'en *c*

environ. Le poids de l'instrument reste le même, mais la quantité du liquide déplacé par l'instrument diffère suivant la profondeur à laquelle ce dernier y descend; on détermine cette quantité à l'aide d'une graduation du tube *cb*, graduation qu'on effectue de la manière suivante. On place l'instrument successivement dans l'eau et dans un liquide d'une quantité déterminée, deux fois, par exemple, plus pesant que l'eau; on marque le point *b*, jusqu'où il plonge dans l'eau, ainsi que le point *c*, jusqu'où il s'enfonce dans le liquide deux fois plus dense. Comme les densités des liquides sont dans un rapport inverse avec les quantités des liquides déplacés par l'instrument, ou, ce qui revient au même, avec les parties submergées de l'instrument dans chaque liquide, le volume de la partie inférieure de l'instrument jusqu'en *c* sera égal à celui de la partie supérieure depuis *c* jusqu'en *b*; les quantités submergées sont entre elles : : 2 : 1, par conséquent les densités des liquides sont aussi : : 1 : 2. Le tube *c d*, dont le diamètre extérieur doit être le même partout, étant gradué comme nous venons de l'indiquer, on peut y lire directement la pesanteur spécifique. De cette manière on peut confectionner des aréomètres appropriés à des liquides plus denses ou moins denses que l'eau; j'exposerai dans une autre occasion comment on les fait avec le plus de facilité.

Communément on rencontre des aréomètres divisés en degrés, par exemple, celui de Beaumé. On effectue la graduation de cet aréomètre en déterminant pour certains liquides deux points fixes au moyen de l'eau pure et d'une dissolution de 15 parties de sel de cuisine dans 85 parties d'eau, et divisant l'espace intermédiaire en 15 parties nommées degrés. Néanmoins la

pesanteur spécifique ne donne pas immédiatement la teneur d'un liquide, parce que le mélange de liquides de même poids, mais d'inégale teneur et d'inégale pesanteur spécifique, se contractant ordinairement ou se dilatant, jouit de la même teneur, mais non de la pesanteur spécifique moyenne. En faisant l'histoire particulière de chaque liquide, en traitant des acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique, de l'ammoniac, de l'alcool, je donnerai donc des tables pour la pesanteur spécifique et la teneur correspondante.

DÉTERMINATION DU POIDS DES CORPS SOLIDES ET LIQUIDES.

La détermination du poids d'une mesure donnée d'eau est très importante, parce que dans la plupart des pays de l'Europe, le poids usuel en dépend. En France on a adopté pour unité de longueur la $\frac{1}{10000000}$ partie du méridien; cette unité qu'on appelle mètre se soudivise en 10 parties, nommées décimètres, en 100 parties nommées centimètres, et en 1000 parties nommées millimètres. Le mètre équivaut à 38,234394 pouces de Prusse. On possède plusieurs moyens mécaniques de confectionner avec la plus grande exactitude un corps de dimensions déterminées, par exemple, un morceau de verre ayant un centimètre de longueur, de largeur et d'épaisseur, c'est-à-dire, un centimètre cube de verre, ou bien un cylindre de même grandeur. Lorsqu'on détermine le poids de ce centimètre cube pour le vide, en ajoutant à son poids dans l'air ce que pèse un centimètre cube d'air, et qu'on le pèse ensuite dans l'eau, la perte de poids qu'il éprouve dans l'eau représente le poids d'un centimètre cube d'air. L'eau se dilatant ou se con-

tractant selon les variations de la température, on a fixé en France pour cette détermination le point où l'eau se trouve au maximum de cette densité, et l'on a pris pour unité de poids, nommée *gramme*, le poids d'un centimètre cube d'eau. Cette unité se soudivise en 10 parties, nommées décigrammes, en 100 parties nommées centigrammes, et en 1000 parties nommées milligrammes. En Prusse, l'unité de poids est déterminée de manière qu'un pouce cube d'eau pèse $1\frac{2}{9}$ demi-once (loth) à $18^\circ\frac{3}{4}$ (15° R).

Pour déterminer le volume des corps solides, qui, à cause de leur forme, ne se prêtent pas à une mesure directe, on n'a qu'à les peser successivement dans l'eau et hors de l'eau; ce qui fera connaître le poids de l'eau qu'ils déplacent, et d'où il sera facile de déduire par le calcul le volume cherché, 1 gramme d'eau correspondant à un centimètre cube d'eau, ou bien $1\frac{2}{9}$ demi-once représentant 1 pouce cube. De même pour trouver le volume des corps liquides, il suffit d'en déterminer le poids et la pesanteur spécifique.

COMPRESSIBILITÉ DE L'EAU ET D'AUTRES CORPS LIQUIDES ET SOLIDES.

Lorsqu'on comprime de l'eau dans un vase, la quantité d'eau qu'on peut y injecter, dépend en partie de la compressibilité de l'eau, en partie de ce que les parois du vase, contre lesquelles la pression ne s'exerce qu'intérieurement, cèdent un peu. Pour rendre la pression égale de tous côtés et empêcher ainsi le relâchement des parois, on place les vases dans lesquels on veut comprimer l'eau, soit dans un vase où il est possible de con-

denser ou de raréfier l'air, soit, ce qui est beaucoup plus simple, dans l'appareil (*fig.* 83), à l'aide duquel on démontre la loi de Mariotte. On remplit d'eau un vase de verre *a* (*fig.* 137), muni d'un tube étroit calibré; on a déterminé préalablement d'après une méthode, que nous avons déjà indiquée ci-dessus (p. 194), la capacité de la boule et le rapport de cette capacité à celle du tube. On divise le tube en 1000 parties d'égale longueur et on le garnit d'une échelle. On assortit la grandeur de la boule de manière que la capacité du tube soit à celle de la boule à peu près : : 1 : 1000, ou que chaque partie du tube équivaille à $\frac{1}{1000000}$ de la capacité de la boule *a*; on recouvre supérieurement le tube d'un petit tube de verre *e*, scellé en haut. On verse d'abord du mercure dans le grand vase, et l'on y place ensuite un tube *b* (*fig.* 138), divisé exactement en parties égales, de manière que l'air qu'il contient soit isolé par le mercure; cela fait, on suspend à un crochet le vase *a* plein d'eau, dans le grand vase, qu'on remplit d'eau et qu'on ferme solidement avec le couvercle *B*. On procède à l'injection de l'eau comme je l'ai déjà indiqué ci-dessus (p. 192). Le nombre d'atmosphères, qu'on fait peser ainsi sur l'eau, se détermine par l'espace qu'occupe l'air soumis à la même pression dans le tube *b*; et l'abaissement de l'eau dans le tube calibré montre la quantité dont l'eau s'est contractée. L'air contenu dans le tube de verre *e*, sert à isoler l'eau du tube gradué de celle renfermée dans le vase extérieur. Au lieu de remplir d'eau le petit vase *a*, on peut y introduire d'autres liquides et déterminer de la même manière leur compressibilité. On a fait monter la pression jusqu'à 72 atmosphères, et l'on a trouvé que tous les liquides sont compressibles, et que sous chaque

atmosphère, aussi loin que le genre d'observation comporte la vérification, la compressibilité est d'égale valeur pour l'eau comme pour le mercure, mais qu'elle décroît pour l'alcool sous des pressions élevées. On trouve de cette manière que sous la pression d'une atmosphère, le volume de l'eau chimiquement pure se retrécit de 48 millionièmes, celui de l'eau saturée d'ammoniaque de 34,7 millionièmes, celui du mercure de 1,73 millionièmes; que les 2e et 21e atmosphères compriment l'alcool respectivement de 92,87 et de 85,86 millionièmes, et que sous la pression de la première atmosphère, l'éther se contracte de 130 millionièmes. Dans cette détermination on n'a cependant pas eu égard à la compressibilité du verre lui-même; si l'on en tient compte d'après une hypothèse non invraisemblable, la compressibilité des substances précitées s'élève à 3,3 millionièmes de plus. Lorsqu'on veut examiner la compressibilité de corps solides, avant de sceller en bas le petit vase *a*, on y introduit une quantité pesée d'un corps solide, ou bien, l'on a fait pratiquer à la partie supérieure du vase une tubulure, dans laquelle s'adapte à l'émeril le tube calibré, et à travers laquelle on introduit le corps solide dans la boule, que l'on remplit ensuite de mercure ou d'eau, dont on détermine la quantité. On observe sur le tube de combien le corps solide et le corps liquide se contractent, et en soustrayant de cette quantité totale ce qui provient de la compressibilité du liquide, on trouve de combien le corps solide s'est retréci seul.

DILATATION DES CORPS LIQUIDES ET SOLIDES PAR LA CHALEUR.

Pour déterminer la dilatation des corps liquides et so-

lides, on emploie le même appareil que pour la détermination de la dilatation des gaz (p. 194); on remplit entièrement avec le liquide à examiner, un tube de verre qu'on introduit dans la caisse remplie d'abord de glace et ensuite d'eau chaude, et l'on détermine la quantité du liquide expulsée par chaque degré de température. Mais le verre, ainsi que tous les autres corps solides, se dilatant par la chaleur, on doit en premier lieu fixer la dilatation d'un corps solide ou liquide, indépendamment des vases dans lesquels on l'enferme. Dans la théorie de l'équilibre des liquides, qui fait partie de la mécanique, on démontre que la hauteur de deux liquides, qui se font équilibre, diffère autant que le poids des liquides. Lorsqu'après avoir fait communiquer deux cylindres *a* et *b* (*fig.* 139), par un tube étroit *e*, l'on verse dans le cylindre *a* un liquide plus léger, dans le cylindre *b* un liquide plus pesant, le liquide du cylindre *a* s'élèvera d'autant plus haut qu'il surpasse en légèreté celui du cylindre *b*; les deux cylindres étant remplis de mercure, le niveau de ce métal sera le même dans les deux. Si l'on entoure le cylindre *a* d'une enveloppe *l* cylindrique et fermant exactement, et qu'on y verse de l'eau chaude, ou, lorsqu'on veut atteindre une température plus élevée, de l'huile, qu'on échauffe à l'aide d'un appareil particulier, le mercure se dilatera par la caléfaction dans le cylindre *a*, et y formera une colonne d'une hauteur proportionnelle à la quantité dont il surpassera en légèreté le mercure du cylindre *b*. Une lunette *o*, mobile dans un plan horizontal et susceptible d'être élevée ou abaissée, permet de faire cette observation avec une très grande exactitude. A cet effet, le pied de la lunette se trouve armé d'une échelle sur laquelle on peut lire exactement

de combien l'on a élevé ou abaissé la lunette. Connaissant la longueur de la colonne de mercure, longueur facile à trouver par des mesures directes, on saura de quelle quantité elle s'est dilatée indépendamment du verre. D'après ces expériences le mercure se dilate pour chaque degré depuis 0—100° du $\frac{1}{5550}$ de l'espace qu'il occupe à 0°. Au-delà de 100° la dilatation croît à mesure que la température s'élève ; de $\frac{1}{5524}$ depuis 0—200°, elle est de $\frac{1}{5300}$ depuis 0 — 300°. Ayant ainsi déterminé la dilatation du mercure on trouvera facilement celle du verre et d'autres substances. On remplit de mercure un tube de verre *a* (*fig.* 140), scellé par un bout *d*, effilé et recourbé à l'autre extrémité, et en plongeant cette extrémité par la pointe dans un bain de mercure, on chauffe le tube jusqu'à l'ébullition du mercure qu'il contient, afin d'en éliminer l'air et l'humidité. On laisse refroidir le tube, on le place dans une caisse remplie de glace, et quand il a atteint la température 0°, on enlève le bain de mercure dans lequel s'engageait la pointe de l'extrémité effilée. Alors on porte le tube dans un bain d'eau ou d'huile qu'on échauffe insensiblement. Si le verre se dilate autant que le mercure, il ne sortira pas de mercure; s'il ne se dilate pas du tout, il sortira tout juste une quantité correspondante à la dilatation de ce métal, savoir $\frac{1}{5550}$ pour chaque degré, par conséquent ce qui sort en moins provient de la dilatation du verre. En pesant le mercure qui entre dans le tube, et en retranchant le mercure expulsé hors de la quantité dont celui du tube se dilate, on obtiendra par un calcul très simple la dilatation d'une masse de verre occupant le même volume que le mercure. De cette manière on a trouvé que la dilatation cubique, c'est-à-dire, la dilata-

tion dans tous les sens du verre est pour chaque degré de $\frac{1}{38700}$ entre 0—100°, de $\frac{1}{36300}$ entre 0 et 200° et de $\frac{1}{32900}$ entre 200 et 300°. On trouve assez exactement la dilatation linéaire en divisant ces nombres par 3; cette dilatation est donc de $\frac{1}{116100}$ pour chaque degré entre 0 et 100°.

Connaissant la dilatation du verre et du mercure, on trouvera facilement celle d'autres corps solides. A cet effet, on laisse ouverte l'extrémité *b* du tube et l'on introduit une quantité pesée d'un métal, on scelle ensuite le tube en cet endroit et l'on procède tout comme dans la détermination de la dilatation du verre. Il sortira une quantité de mercure égale à l'excès de la dilatation du mercure et du corps solide sur celle du verre; la dilatation du mercure et celle du verre sont connues. Comme dans ces expériences on détermine le poids du mercure et du corps solide, il sera facile d'en déduire par le calcul la dilatation cubique, moyennant la connaissance de la pesanteur spécifique de ces substances. Si le corps solide est attaqué par le mercure, on l'enduit d'un vernis. On peut maintenant aussi juxtaposer des tiges d'un corps solide, dont on connaît la dilatation, et d'un autre corps, dont on veut déterminer la dilatation, de manière, qu'en plongeant ces deux tiges dans un liquide, qu'on échauffe, on puisse trouver facilement la quantité, dont la dilatation de l'une surpasse celle de l'autre. D'après ces expériences la dilatation cubique

du fer entre	0°—100°	s'élève pour chaque degré à	$\frac{1}{28200}$
«	0°—300°	«	$\frac{1}{22700}$
du cuivre	0°—100°	«	$\frac{1}{19400}$
«	0°—300°	«	$\frac{1}{17700}$
du platine	0°—100°	«	$\frac{1}{37709}$
«	0°—300°	«	$\frac{1}{36300}$

De tous les corps, le plomb et le zinc sont ceux qui se dilatent le plus. D'après d'anciennes expériences la dilatation linéaire du plomb est de $\frac{1}{35100}$ et celle du zinc de $\frac{1}{32200}$ pour chaque degré; le zinc se dilate donc à peu près quatre fois autant que le platine. La dilatation du verre et celle du mercure sont très importantes à connaître, attendu que la dilatation du mercure dans un vase de verre sert à la détermination de la température. On atteint ce but à l'aide du *thermomètre*, instrument, qui consiste en une boule de verre soudée à un tube calibré, et remplie de mercure; la différence de température et la précision avec laquelle on veut déterminer cette différence, dépendent du rapport de la capacité de la boule à la capacité et à la longueur du tube. Cet instrument nous montre que quand la glace se liquéfie ou quand l'eau se congèle, le mercure s'élève toujours jusqu'à un point déterminé dans le tube; ce point est donc fixe dans le thermomètre, on le nomme *point de congélation*. Si l'on porte le thermomètre dans de l'eau bouillante, on trouve encore, que, sous la même pression barométrique, le mercure monte toujours à un point déterminé, mais que ce point change avec l'état du baromètre; pour obtenir un second point fixe, il faut partir d'une hauteur barométrique déterminée: on prend ordinairement pour cette hauteur celle de 760 millimètres. Du reste, si l'état du baromètre différait lors de la confection du thermomètre, on peut facilement calculer ce point moyennant une table que je donnerai plus tard. On divise ordinairement en 100 parties, nommées *degrés*, l'intervalle compris entre le *point d'ébullition* et le point de congélation; *Réaumur* l'a divisé en 80 parties; *Fahrenheit*, partant du point 32° au-dessous du

point de congélation, a divisé en 212 parties l'intervalle jusqu'au point d'ébullition, de sorte que le point de congélation coïncide avec le 32° F. En multipliant par $\frac{4}{5}$ les degrés du thermomètre centigrade, on obtient ceux du thermomètre de Réaumur, en les multipliant par $1\frac{4}{5}$ et en y ajoutant 32° on trouve ceux du thermomètre de Fahrenheit. La dilatation du mercure et du verre pouvant être regardée, sans erreur, comme uniforme entre les points de congélation et d'ébullition, la division en parties égales du tube calibré indique exactement la température. Mais le verre aussi bien que le mercure se dilatant plus fortement au-delà du point d'ébullition, on continue à la vérité, aussi au-delà de cette température, la division en parties égales; néanmoins il faut réduire par le calcul les degrés observés en degrés réels. En effet, si l'on considère en même temps la dilatation du verre et celle du mercure, cette dernière s'élève dans un tube de verre pour chaque degré à $\frac{1}{6480}$ entre 0°—100°, à $\frac{1}{6378}$ entre 0—200° et à $\frac{1}{6318}$ entre 0—300°. La graduation du thermomètre, tracée sur une bande de métal ou d'autre substance, étant fixée au tube calibré, et cette bande étant attaquée par diverses substances dont on veut connaître la température dans des expériences chimiques, on l'enferme dans un tube de verre scellé partout (*fig.* 141). Dans ces expériences on peut se servir aussi d'une simple boule munie d'un tube calibré, dans lequel on a gravé à l'acide hydrofluorique les points de congélation et d'ébullition. La distance des deux points se détermine à l'aide d'une échelle exacte. Un pareil thermomètre est d'un bon usage dans des expériences qui exigent une haute température capable de briser facilement les thermomètres, et lorsqu'on veut s'assurer si le tube de verre

est réellement calibré. Pour faire cette vérification, on détache une petite colonne du mercure contenue dans le tube, en chauffant celui-ci près de la boule, et on l'y fait monter et descendre; si le tube n'est pas bien calibré intérieurement la quantité de mercure qu'on a séparée permet de déterminer la capacité du tube en divers points. On colle quelquefois au tube une bande de papier divisée pour pouvoir déterminer facilement le point auquel s'élève le mercure. Pour mesurer de hautes températures on se sert du thermomètre à air, qui consiste en une boule avec un tube calibré, semblable en tout point à l'instrument dont on fait usage dans la détermination de la dilatation de l'air atmosphérique. Là, où le thermomètre à air ne suffit pas, l'on peut employer une autre méthode, que j'exposerai bientôt en traitant de la capacité pour la chaleur.

Voici les observations anciennes les plus importantes sur la dilatation de diverses substances :

L'eau se dilate depuis 0 à 100° de	0,04577,
une dissolution saturée de sel de cuisine de	0,0500,
des huiles grasses de	0,0800,
l'alcool (p. sp. 0,825), depuis —22°,22 à 77°,77	0,1100.

Depuis —26,11 jusqu'à 37,22 l'alcool se dilate régulièrement de 0,000846 pour chaque degré.

La dilatation de l'eau présente la plus grande irrégularité; en effet, ce liquide ne se dilate pas immédiatement à partir de 0°, mais il commence par se contracter jusqu'à 4°,1, de sorte qu'à ce point il jouit du maximum de densité. Il est facile de démontrer ce fait par diverses expériences, par exemple, en plaçant dans un vase rempli d'eau deux thermomètres l'un près de la surface et l'autre près du fond. L'eau étant à 0° dans le vase, si on la

laisse s'éehauffer lentement, le thermomètre inférieur montera beaueoup plus vite que l'autre, jusqu'à ce qu'il ait atteint 4°,1; mais alors le thermomètre supérieur eommenee à s'élever plus promptement. Si l'on abandonne de nouveau le vase au refroidissement, le thermomètre inférieur deseendra beaucoup plus vite que eelui d'en haut, jusqu'à ee qu'il soit arrivé à 4°,1; dès lors l'abaissement dans le thermomètre supérieur sera plus rapide, paree qu'entre 4°,1 et 0° l'eau froide et légère s'élève tandis que celle qui est plus ehaude et plus dense se préeipite au fond. Les êtres organisés doivent leur eonservation dans les laes et les rivières à une température inférieure au point de eongélation, à la propriété de l'eau d'être plus légère que la glaee et d'avoir son maximum de densité à 4°,1. En effet, les eouehes inférieures de l'eau ne perdent que lentement leur ehaleur, de sorte que l'eau jouit eneore d'une température de 3°—4° en s'écoulant, par exemple, d'un lae reeouvert depuis long-temps de glaee. L'eau de mer n'offre pas ce point de plus grande densité; elle se trouve au maximum de densité à la température à laquelle une partie de l'eau eommence à se congeler, et se dilate jusqu'au point d'ébullition. La dilatation de l'eau étant importante à eonnaître dans plusieurs ealeuls, je plaeerai la table la plus exacte de la pesanteur spéeifique de l'eau et de l'espaee qu'elle oecupe, à la fin de ees élémens, eonjointement avee plusieurs autres tables.

Aueun liquide ne se dilate d'une manière parfaitement uniforme, eomme on peut s'en eonvainere facilement en substituant d'autres liquides au mereure dans la boule. La plus grande dilatation a lieu dans le voisinage du

point d'ébullition; c'est ainsi que l'eau se dilate autant de 70°—100° que de 0°—70°.

CAPACITÉ POUR LA CHALEUR.

Le thermomètre qui repose sur la dilatation des corps par la chaleur, permet donc d'en déterminer facilement la température. Il s'agit maintenant de savoir combien de chaleur chaque corps exige pour passer d'une tempé-rature à une autre. On peut voir de suite que cette quan-tité n'est pas la même en mêlant une livre de mercure à 100° avec une livre d'eau à 7°; si le mercure et l'eau avaient besoin de la même chaleur, pour s'élever d'un nombre égal de degrés, le premier de ces deux corps céderait 46°,5 à l'autre et la température du mélange serait de 53°,5. Mais l'expérience montre que cette tem-pérature ne s'élève qu'à 10°, qu'en conséquence le mer-cure a dû se refroidir de 90° pour échauffer l'eau de 3° d'où il suit que l'eau exige 30 fois plus de chaleur qu'un poids égal de mercure pour s'échauffer du même nom-bre de degrés. Afin de pouvoir exprimer les rapport des différentes quantités de chaleur que les divers corp exigent sous le même poids, on part de celle nécessair pour l'eau comme unité; les nombres qu'on obtient ains se nomment *capacité des corps pour la chaleur* (calori que spécifique). La capacité du mercure pour la chaleu s'élève donc, d'après l'expérience précitée, à 0,033. E mêlant ainsi diverses substances à des températures dif férentes et en employant la méthode et les calculs qu j'ai exposés lors de la détermination de la chaleur la tente (p. 268), on peut trouver avec assez d'exactitud la capacité pour la chaleur. Une autre méthode consi

tant à déterminer la quantité de glace fondue par chaque substance, portée à une température donnée, ne fournit que des approximations. La meilleure méthode de déterminer la capacité pour la chaleur, consiste à laisser refroidir différentes substances d'un même nombre de degrés dans des circonstances parfaitement égales; à les placer, par exemple, dans un vase poli en argent, au milieu duquel se trouve la boule d'un thermomètre, et qu'on introduit dans un ballon, où l'on fait le vide. Le temps que les diverses substances mettent à se refroidir permet de calculer la quantité de chaleur dont elles se dépouillent.

D'après les expériences, dans lesquelles on a déterminé la quantité de glace fondue, la capacité pour la chaleur de l'huile est de 0,500 et celle de l'acide sulfurique de 0,332; d'après la méthode plus exacte, dans laquelle on a observé le temps du refroidissement, on a fixé la capacité pour la chaleur entre 0 et 100° des corps suivans à :

soufre	0,1880
mercure	0,0330
zinc	0,0927
argent	0,0557
cuivre	0,0949
platine	0,0314
plomb	0,0293
fer	0,1100
verre	0,117.

La méthode du refroidissement donne des résultats tellement exacts qu'elle a même permis de trouver la manière dont la capacité pour la chaleur augmente avec la température. La capacité du fer, par exemple, est de

0,1100 entre 0 et 100°, de 0,1150 entre 0 et 200° et de 0,1255 entre 0 et 350°. D'où il résulte donc, que la capacité pour la chaleur, à l'instar de la dilatation, augmente à mesure que la température s'élève. On pourrait soupçonner que la même chose a lieu pour l'eau dont la capacité sert dans beaucoup de recherches sur la chaleur ; mais l'expérience a montré jusqu'ici, qu'un mélange d'eau à 0° et d'une égale quantité d'eau à 100° prend à peu près la température moyenne de 50°. D'ailleurs on évite encore une erreur que la variation de la capacité de l'eau pour la chaleur à différentes températures pourrait faire commettre, en employant l'eau dans ces recherches en grande quantité, de sorte qu'alors le changement de température n'est que de quelques degrés.

Les quantités de chaleur dont les corps simples ont besoin pour s'élever d'un nombre déterminé de degrés sont entr'elles dans le même rapport que les quantités d'oxigène ou d'autres corps pondérables avec lesquels ils se combinent. Je reviendrai sur ce sujet à l'occasion de la théorie des proportions déterminées.

Communication et conductibilité de la chaleur.

Deux substances à des températures différentes qui ont été en contact pendant assez long-temps, ou qui ont pu agir autrement l'une sur l'autre, étant examinées avec le thermomètre, indiquent exactement la même température, de sorte que le corps le plus chaud a cédé de la chaleur à l'autre. Tout corps chaud peut abandonner sa chaleur de deux manières, soit par communication, soit par rayonnement; pour ce qui regarde le premier mode

d'émission, il suffit de remarquer ici, que la chaleur rayonne des corps chauds comme la lumière émane d'un corps lumineux, et qu'elle traverse sans les échauffer un grand nombre de corps, par exemple, l'air ou d'autres gaz incolores, jusqu'à ce qu'elle rencontre des corps impénétrables, qu'elle échauffe tout comme la lumière se comporte à l'égard des substances transparentes et opaques. Je dois renvoyer à la théorie même de la chaleur pour le développement et les lois de ces phénomènes, qui ne jouent pas un rôle important en chimie; en revanche l'échauffement ou le refroidissement par communication offre sous ce rapport un intérêt d'autant plus grand. La communication de la chaleur se fait par le contact immédiat du corps chaud avec le corps froid; les phénomènes diffèrent, suivant que les substances sont solides, gazeuses ou liquides. Dans les corps solides la partie échauffée cède la chaleur à la partie adjacente, celle-ci à son tour à la partie la plus proche; par exemple, lorsque j'élève la température d'une tige, la couche extérieure et échauffée abandonne sa chaleur à la couche la plus voisine, et celle-ci de nouveau à la couche suivante, sans qu'il en résulte un changement dans la position des mollécules. La communication de la chaleur d'une couche à l'autre se fait avec une promptitude inégale dans les différens corps solides; si l'on couvre de cire, par exemple, un fil de cuivre et un autre fil de fer, en les trempant dans de la cire fondante, et qu'on plonge une de leurs extrémités dans la flamme d'une bougie, la cire entrera bien plus vite en fusion au fil de cuivre qu'au fil de fer. On peut faire l'expérience plus exactement, en employant les substances à examiner sous forme de tiges percées à des

distances déterminées de trous, dans lesquels on place des thermomètres. Un corps est dit *bon conducteur* ou *mauvais conducteur* de la chaleur suivant qu'il propage la chaleur avec promptitude, ou lentement. Afin de pouvoir comparer sous ce rapport diverses substances entr'elles, on peut partir du meilleur conducteur de la chaleur, de l'or, et faire = 100 la vitesse, avec laquelle il conduit la chaleur; alors on obtient pour les substances suivantes les nombres placés à côté :

argent	97,3
cuivre	89,8
fer	37,4
plomb	17,9
marbre	2,3
argile calcinée et porcelaine	1

J'ai déjà rapporté ci-dessus (*pag.* 198) la manière dont la chaleur se propage dans les corps gazeux et les phénomènes qui en résultent, la diffusion s'opère aussi d'une manière tout-à-fait semblable dans les liquides. Si l'on prend un long cylindre de verre (*fig.* 142), qu'on y verse de l'eau ou tout autre liquide, et qu'on ajoute une poudre fine capable de rester en suspension dans l'eau, par exemple, de la poudre de lycopode, on voit très distinctement, en chauffant le fond du vase, la manière dont s'élève le liquide, qui en prenant de la chaleur du fond du vase, se dilate et devient plus léger, et la manière dont les parties plus froides du liquide s'y substituent, s'échauffent et s'élèvent à leur tour; de sorte que la communication de la chaleur dans le liquide se fait ainsi par le mouvement des mollécules du liquide. En échauffant un liquide par la surface à l'aide d'une plaque chaude, par exemple, on atteindra à la

surface le point d'ébullition tandis qu'on remarquera à peine un changement de température au fond du vase; c'est ainsi que l'on peut verser et enflammer de l'éther sur l'eau sans que celle-ci s'échauffe à une certaine profondeur. Lors donc qu'on veut échauffer ou faire bouillir dans un vase de l'eau ou tout autre liquide, la combustion développe de la chaleur, que reçoivent d'une part l'acide carbonique et la vapeur d'eau formés et d'autre part le gaz azote, qui était mêlé avec le gaz oxigène consumé. Ces gaz chauds frappent les parois extérieures du vase et leur communiquent leur chaleur, qui les traverse et se porte sur le liquide. On pourrait croire, que plus les parois du vase sont minces et mieux elles conduisent la chaleur, plus il serait possible d'enlever de chaleur aux gaz; mais l'expérience est contraire à cette conjecture. Lorsqu'on n'outrepasse pas une certaine épaisseur, il est indifférent que les parois soient beaucoup plus minces, qu'elles soient de cuivre, de fer ou de plomb, et la même source de chaleur échauffera le liquide également; la porcelaine et les corps mauvais conducteurs font cependant exception à cette règle. Ce phénomène provient incontestablement de ce que la quantité de chaleur qu'exigent pour s'échauffer au même degré les métaux et les gaz pris sous le même volume, est plusieurs centaines de fois plus grande pour les premiers que pour les seconds; en conséquence, si de l'eau se trouve à l'intérieur du vase, les métaux, qui conduisent moins bien la chaleur que les autres, déversent cependant sur l'eau la chaleur obtenue avec assez de promptitude pour acquérir à la surface en contact avec les gaz chauds, une température très basse, capable de leur faire absorber de grandes quantités

de chaleur. Les gaz chauds, qui arrivent en contact immédiat avec les vases, se dépouillant seuls ainsi de leur chaleur, et celle des gaz qui n'obtiennent pas ce contact, étant de la chaleur perdue, l'on a imaginé divers appareils, pour gagner la plus grande quantité de chaleur par un contact aussi multiplié que possible. Ceci n'étant important que pour l'échauffement de grandes masses, je décrirai incessamment quelques appareils de ce genre en traitant des opérations dans lesquelles on les emploie.

Chaleur latente des vapeurs.

En chauffant peu à peu de l'eau dans un vase, on remarque d'abord de petites bulles, qui se forment dans le liquide et s'élèvent; elles consistent en oxigène et en azote que l'eau avait absorbés de l'air. J'y reviendrai plus tard. La température croissant encore, on observe d'autres grosses bulles gazeuses qui se développent sur le fond échauffé du vase, et qui, après s'être élevées un peu dans le liquide, se contractent avec bruit (le chant de l'eau) et disparaissent; la température s'élevant encore davantage, ces bulles, qui sont de la vapeur d'eau, ou, ce qui revient au même, du gaz aqueux, montent de plus en plus haut, atteignent à la fin la surface, sans se condenser, et s'échappent. Cette ascension des bulles dans le liquide occasione un bouillonnement, qu'on nomme *ébullition*. A ce point la température du liquide ne s'élève plus, toute la chaleur, qu'on ajoute, est employée pour transformer une nouvelle quantité d'eau en vapeur. On détermine à peu près la quantité de cette chaleur en chauffant de l'eau dans un matras *a*

(*fig.* 143) au col duquel on a adapté, à l'aide d'un bouchon de liége, un tube de verre courbé *b*, dont l'autre extrémité s'engage dans un bocal *c* contenant 5 1/3 fois autant d'eau que le matras. Toute l'eau s'étant évaporée dans le matras, la température de celle qui se trouve dans l'autre vase et qui était auparavant à 0°, s'élève à 100° environ; d'où il résulte, que 1 partie en poids de vapeur d'eau échauffe en se liquéfiant à peu près 5 1/3 parties d'eau de 0 — 100°. Pour faire ces expériences avec exactitude, on prend un vase de cuivre *a* (*fig.* 144) avec deux ouvertures, par l'une desquelles passe un thermomètre, et par l'autre un tube communiquant par l'autre extrémité avec un serpentin *ccc* placé dans un vase en cuivre d'une capacité de 16000 grains d'eau. Le couvercle de ce dernier vase est percé au milieu d'un trou, par lequel passe un thermomètre très exact *e* indiquant encore au moins un dixième de degré. On entoure le tube *l* de laine pour qu'il ne s'y condense pas d'eau, que les vapeurs entraîneraient mécaniquement dans le serpentin *c*, et l'on place entre les deux vases *a* et *b* un écran *g*, afin que, pendant la caléfaction, le calorique rayonnant du vase *a* n'échauffe pas le vase *b*. Après avoir versé dans le vase *a*, le liquide dont on veut examiner la chaleur latente, on le chauffe jusqu'à l'ébullition; les vapeurs développées passent par le tube *l* dans le serpentin *c*, qui, maintenu à une basse température par l'eau froide qu'on a versée dans le vase *b*, condense ces vapeurs. L'eau contenue dans ce vase et dont on connaît le poids, s'échauffe par là insensiblement; on en détermine la température avant et après l'opération, et l'on pèse la quantité du liquide qui s'est condensé dans le serpentin, quand on a fait cesser

l'ébullition. On trouve ainsi, de combien de degrés la liquéfaction d'une quantité déterminée de vapeur d'eau élève la température d'un poids connu d'eau. Le vase et le tube s'échauffant en même temps, on détermine la chaleur dépensée *ad hoc* soit en procédant comme je l'ai indiqué ci-dessus (*pag.* 268) soit en pesant le tube et le vase et calculant d'après la capacité du cuivre la chaleur absorbée; le vase se trouve en outre en contact avec l'air extérieur. On doit également prendre en considération la chaleur qu'il abandonne à l'air ou qu'il en reçoit; néanmoins l'on peut lever complétement l'erreur qui en résulterait en commençant l'expérience lorsque la température du vase est de plusieurs degrés au-dessous de celle de l'air atmosphérique, et en la terminant dès qu'elle se trouve du même nombre de degrés au-dessus. Le vase et le tube employés à la détermination de la chaleur latente de la vapeur d'eau pèsent, par exemple, 3107,3 grains, qui absorbent autant de chaleur que 295,19 grains d'eau, la capacité du cuivre étant de 0,0950. La quantité d'eau, avec laquelle on remplit le vase, s'élève à 15956,3 grains, de manière que vase, tube et eau, quant à la chaleur absorbée, peuvent être pris pour 16251,49 grains d'eau. Le poids de la vapeur d'eau condensée est de 204,8 grains. La température de l'eau dans le vase était de 22° au commencement et de 29°, 58 à la fin de l'opération; la quantité de chaleur abandonnnée est donc suffisante pour élever de 7°,58 la température de 16251,49 grains d'eau. Cette chaleur provient en partie de ce que la vapeur d'eau s'est liquéfiée, en partie de ce que l'eau condensée a été refroidie de 100° jusqu'à 29°,58, de 70°42 par conséquent, quantité suffisante pour élever la température

de $\frac{204,8 \times 70,58}{7,58}$ = 1902,6 grains d'eau de 7°,58. Ainsi la liquéfaction de 204,8 grains de vapeur d'eau échauffe de 7°,58, 14348,8 grains (16251,49 — 1902,6) d'eau; une partie en poids de vapeur d'eau augmente donc d'un degré la température de $\frac{14348,8 \times 7,58}{204,8}$ = 531 parties d'eau.

On a déterminé absolument d'après la même méthode la quantité d'eau qu'échauffent d'un degré les vapeurs d'autres substances, en se liquéfiant, et l'on a trouvé que 1 partie en poids d'alcool, d'éther et d'huile de térébenthine élèvent respectivement d'un degré la température de 207,7; 90,8; 76,8 parties d'eau.

Je développerai tantôt amplement le phénomène de l'évaporation de l'eau à la température ordinaire de l'air déjà connu vulgairement. En sortant d'un bain on éprouve du froid sur tout le corps, tant qu'il est humide; lorsqu'on humecte le doigt, on remarque une sensation de froid du côté exposé au courant d'air; lorsqu'on dirige à travers un tube plein de chlorure de calcium un courant d'air (parfaitement desséché par conséquent) sur la boule d'un thermomètre enveloppée de batiste humide, on observe un abaissement considérable de température. Elle descend, par exemple, à 25° de 14°,7 et à 8° de 8°, 26 par conséquent déjà au-dessous du point de congélation. Si l'on fait l'expérience de manière à accélérer l'évaporation en écartant promptement la vapeur d'eau formée, on peut produire le plus grand froid et congeler de grandes quantités d'eau. Pour faire une expérience de cette espèce on place une capsule évasée avec de l'eau et une capsule semblable avec de l'acide sulfurique, qui a une grande affinité pour l'eau, l'une au-dessus de l'autre (*fig.* 145) sous la cloche pneumatique, et l'on y fait le vide; l'espace privé d'air se rem-

plit de vapeur d'eau qui est immédiatement absorbée par l'acide sulfurique, une nouvelle quantité d'eau s'évapore et se condense de même, et ces phénomènes se succèdent avec tant de rapidité, que l'évaporation enlève en peu de temps assez de chaleur à l'eau pour que celle-ci se congèle; en même temps l'acide sulfurique s'échauffe. On peut faire cette expérience encore plus promptement et sans acide sulfurique, en plaçant sous la cloche, de l'eau surnagée d'un peu d'éther et en faisant le vide; on pompe d'abord de l'air et ensuite de la vapeur d'éther, à mesure que celle-ci se forme, et pendant que la cloche se remplit de nouveau à chaque instant de vapeur d'éther, l'eau se congèle en cédant à l'éther la chaleur dont il a besoin pour prendre l'état de gaz.

APPLICATION DE LA VAPEUR D'EAU A LA CALÉFACTION.

La grande quantité de chaleur qu'émet la vapeur d'eau en se liquéfiant, peut être mise à profit de bien des manières, soit pour économiser le combustible, soit pour se procurer promptement et facilement de la chaleur; on peut diriger la vapeur d'eau à travers des tuyaux dans des appartemens ou d'autres espaces, qu'on veut échauffer, ce qui est d'une importance particulière lorsqu'on désire une chaleur uniforme et modérée, pour dessécher, par exemple, des étoffes colorées, la poudre et d'autres objets de même espèce. On peut faire passer la vapeur dans l'eau et échauffer ainsi un grand nombre de vases avec une seule chaudière. Je ne décrirai ici qu'une petite chaudière, qu'on peut également employer pour la distillation. Elle est entourée de maçonnerie

dans laquelle est ménagé tout autour de la chaudière un canal *b* (*fig.* 146), communiquant avec le foyer par l'ouverture *a*. En *d*, ce canal est muré de haut en bas; en *e* un trou conduit latéralement dans le tuyau *f*, de sorte que les gaz chauds, résultant de la combustion et amenés premièrement par une ouverture ronde en contact très parfait avec le fond de la chaudière, ne peuvent entrer dans le canal *b* que par l'ouverture *a*. Empêchés par la cloison *d* de passer immédiatement dans l'ouverture *e*, ils doivent faire le tour de la chaudière dans le canal *b* et ne se rendre par le tuyau *f* dans la cheminée, qu'après avoir déversé leur chaleur sur les parois de la chaudière qu'ils ont pu toucher en beaucoup de points. La grille *o* est placée au niveau du sol et l'on retire les cendres du cendrier *g* à l'aide d'une pelle à tige recourbée. La grille se trouve à cette profondeur afin qu'on puisse arriver facilement à la chaudière. L'entonnoir *h* permet de remplir la chaudière d'eau; le tube *l*, par lequel l'eau coule dans la chaudière, est armé supérieurement d'un robinet et descend presque jusqu'au fond de la chaudière. Le tube de verre *h*, qui communique par ses deux extrémités avec l'espace intérieur de la chaudière, sert à indiquer la quantité d'eau qui s'y trouve. Le tube *n* conduit la vapeur hors de la chaudière, il est pourvu d'un robinet *p*, un peu au-dessus duquel il peut être démonté. Du tuyau à vapeur on peut faire partir des tuyaux de différentes manières, selon que le besoin l'exige. Il va sans dire que le tuyau à vapeur doit pouvoir se fermer par un robinet. Afin de pouvoir monter et démonter facilement les tubes, qu'on fait partir du tuyau à vapeur, celui-ci porte des ajutages munis chacun d'un robinet, au-dessous duquel ils ont plus d'épaisseur et

sont munis d'un pas de vis *a* (*fig.* 147). Le bout du tube, qu'on veut appliquer, doit aussi avoir une épaisseur un peu plus forte et être applani supérieurement, afin de s'ajuster exactement sur l'extrémité de l'ajutage. Un anneau *b*, taillé en écrou et glissant sur le tube *s*, entoure comme un bonnet la partie épaisse de ce tube et se visse à l'ajutage. Pour clore mieux encore la jonction des deux extrémités, on place entre *a* et *c* un petit morceau de carton ou de feutre évidé en forme d'anneau. Veut-on employer cet appareil pour la cuisson des légumes, on fait entrer le tube *s* en bas par le côté dans le vase. Veut-on faire servir le tube *n* à d'autres buts, par exemple, à dissoudre des sels, ou à échauffer de l'eau, on le fait descendre tout droit dans le vase. Lorsqu'on veut faire des dissolutions, on courbe le tube en bas à angle droit et l'on place cette partie inférieure de manière qu'elle soit parallèle aux parois du vase ; ce qui fera naître des tourbillons dans le liquide. Une livre de vapeur qui se condense, échauffant 5,3 livres d'eau de 0—100°, si l'on fait abstraction de la chaleur absorbée par les vases et perdue par conséquent, on devrait obtenir avec une livre de vapeur d'eau 6,3 livres d'eau à 100° ; il est évident qu'on ne gagne jamais dans la pratique toute la chaleur de la vapeur d'eau. On emploie des vases à doubles parois, entre lesquelles on fait arriver la vapeur, lorsqu'on ne veut pas conduire celle-ci dans le liquide. L'application de la vapeur à l'évaporation des dissolutions de substances végétales et à la dissolution des huiles volatiles, est tellement importante, que j'y reviendrai plus tard. Lorsqu'on veut nettoyer la chaudière, on enlève le grand couvercle assujetti par plusieurs vis de manière à fermer exactement. Quelque circon-

stance imprévue pourrait rendre trop forte la pression de la vapeur dans la chaudière ; on remédie à cet inconvénient en pratiquant au milieu du couvercle un petit trou, que l'on bouche avec un hémisphère métallique, nommé soupape; une tige mobile autour de *v* communique avec cette soupape, que les vapeurs peuvent ainsi soulever pour se faire jour. Le poids *x* suspendu sur des entailles pratiquées le long de la tige à diverses distances du centre de rotation *v*, exerce sur la soupape des pressions variables. Veut-on renouveller l'eau de la chaudière, on lève la soupape, on ferme le robinet *p*, et après avoir ouvert le robinet de l'entonnoir *h*, on y verse de l'eau.

DÉTERMINATION DE LA PESANTEUR SPÉCIFIQUE DES VAPEURS.

On détermine la pesanteur spécifique du gaz d'un corps liquide ou solide à la température ordinaire, en remplissant de ce gaz un vase en verre d'une capacité connue, et observant la température et la pression barométrique. On se sert à cet effet d'un vase gradué, ou bien l'on détermine la capacité du vase de verre, en pesant le mercure ou l'eau qu'il peut contenir, et calculant la quantité d'air qui y entre à 0° et sous une pression de $0^m,76$ de mercure, à l'aide de cette donnée et de la connaissance que l'on a acquise par la méthode développée ci-dessus (p. 184), qu'un centimètre cube d'air à 0° et sous uue pression de $0^m,76$ pèse 0,001299075 gr. J'ai déjà observé précédemment que ce poids change avec l'état du baromètre. Lorsque les substances, que l'on examine, entrent en ébullition au-dessous de 100°, on chauffe le vase, en l'entourant d'eau bouillante, dont on détermine la température par l'état du baromètre

sous lequel l'ébullition a lieu, ainsi que nous le verrons tantôt. Si la chaleur dont on a besoin est comprise entre 200 et 300° on place le vase dans une dissolution aqueuse de chlorure de zinc ou dans un alliage fusible, qu'on échauffe et dont on détermine la température avec un thermomètre à mercure; dans cette détermination il faut néanmoins considérer que le mercure ne se dilate pas uniformément pour chaque degré au-dessus de 100°, et que le vase se dilate aussi, de sorte qu'il faut tenir compte de la dilatation de l'air comme elle a lieu dans les vases de verre, c'est-à-dire de 0,00372 pour chaque degré. Lorsqu'on doit dépasser 300°, on échauffe le vase avec de l'air chaud, dont on détermine la température à l'aide du thermomètre à air; si l'on en connaît la capacité et qu'on réduise le volume de l'air qu'il contient à ce qu'il serait à 0° et sous une pression de $0^m,76$, de la même manière qu'on s'y prend pour des températures élevées, on trouve directement le rapport des poids de l'air qui y entre à la haute température employée, et de celui qu'il peut contenir à 0°, et sous une pression barométrique de $0^m,76$.

Le nombre des substances gazeuses à la température ordinaire étant insignifiant en comparaison de celui des corps qui prennent cet état à une température élevée, et la détermination de la pesanteur spécifique des corps dans cet état, étant une des recherches les plus importantes pour le chimiste, comme il résulte de plusieurs observations déjà consignées dans cet ouvrage, l'on a imaginé divers appareils pour surmonter les difficultés que ces investigations peuvent présenter. J'exposerai d'abord la méthode qu'on peut employer pour les substances qui entrent en ébullition au-dessous de 110 de-

grés, et qui ne sont pas décomposées par le mercure, ensuite celle qu'on suit pour les corps que le mercure décompose, ou dont le point d'ébullition est situé entre 110° et 300°, et enfin celle qui concerne les substances dont le point d'ébullition tombe entre 300° et 600°.

Pour ce qui regarde les substances qui entrent en ébullition au-dessous de 100°, on en pèse une certaine quantité et on la convertit par la caléfaction dans un vase isolé en vapeur, dont on détermine le volume; on se sert à cet effet d'une petite boule de verre très mince, qu'on pèse d'abord vide et ensuite remplie entièrement du liquide et scellée (p. 211). On trouve ainsi le poids du liquide. On fait monter la boule dans une cloche *a* (*fig.* 148), d'un diamètre de 1 1/2 à 2 pouces, et d'une hauteur de 12 à 16 pouces, remplie de mercure, et renversée sur un vase en fer *c* contenant également du mercure. La boule s'élève dans la cloche en raison de sa pesanteur spécifique moindre que celle du mercure. Un cylindre de verre creux *b*, ouvert par les deux bouts est disposé de manière qu'enveloppant la cloche, ses bords inférieurs plongent dans le mercure du vase en fer *e*; dans l'espace vide compris entre les parois intérieures du cylindre et les parois extérieures de la cloche on verse de l'eau, si le liquide à examiner bout à une température plus basse que l'eau, ou de l'huile, s'il exige une température plus élevée pour bouillir. On échauffe le vase en fer au-dessus d'un petit fourneau, et l'on détermine la température du liquide qui baigne la cloche en y introduisant un thermomètre. La petite boule de verre étant très mince, se brise facilement par la force expansive du liquide dont elle est entièrement remplie. On continue la caléfaction jusqu'à ce qu'on ait atteint une

températur̀e d'au moins 15—20° au-dessus du point d'ébullition du liquide à explorer; alors on détermine le volume du liquide devenu gazeux. A eet effet, la eapaeité de la eloehe est divisée en pouces cubes ou autrement. Il ne faut opérer que sur une quantité de liquide telle, que le gaz développé ne remplisse pas la eloche et qu'à la fin de l'expérience le niveau du mercure dans la eloehe soit plus haut qu'à l'extérieur. On détermine eette hauteur en plaçant horizontalement sur les bords du vase en fer une règle *c* (*fig.* 149), percée au milieu d'un trou par lequel passe une tige *a;* on fait deseendre celle-ei jusqu'à ee qu'elle touehe exactement le mercure par sa pointe *d*, et l'on y fait glisser supérieurement le disque *b*, dont on amène la surfaee inférieure préeisément à la même hauteur que le niveau du mereure dans la eloehe. Cela fait, à l'aide d'une mesure exaete on détermine la distanee entre la pointe et le disque, et l'on ealeule (p. 190) le volume que le gaz oecuperait, si le niveau du mereure était égal dans la eloehe et à l'extérieur. Les gaz susceptibles de prendre la forme liquide à une basse température, se dilatant par la ehaleur de la même manière que les gaz permanens, à partir d'une température supérieure de 15° au point d'ébullition du liquide qui les engendre, il est faeile de ealculer le volume des vapeurs à 0°, et pour un état barométrique déterminé, dans la supposition qu'ils se eomportent absolument comme les gaz ordinaires (p. 197). L'expérienee que je viens de développer fait donc eonnaître eombien de centimètres cubes ou de pouees eubes de vapeur engendre, par exemple, un gramme d'eau. Des expériences exactes ont prouvé, que

1 gramme d'eau	fournit	1700	c. c. de	vapeur d'eau à	100°
1 « d'alcool	«	661	«	vap. d'alcool	«
1 « d'éther	«	441	«	vap. d'éther	«
1 « de sulf. de carb.	«	402	«	v. de sulf. de carb.	«

Un gramme d'eau à 4°,1 occupant l'espace d'un centimètre cube, on peut déterminer l'expansion de l'eau qui se gazéifie, eu égard seulement à la dilatation depuis 4°,1 jusqu'à 100°; celle-ci s'élevant à 0,046, et $\frac{1700}{1,046}$ étant $=1625$, il s'ensuit que le volume de l'eau est 1625 fois moindre que celui de sa vapeur. On obtient le poids d'un centimètre cube des vapeurs que je viens de citer en divisant un gramme par les nombres qui les concernent; ainsi un centimètre cube de vapeur d'eau pèse $\frac{1}{1700}$ gr. $= 0,00058823$ gr. à 100°. En divisant le poids de la vapeur par celui de l'air à la même température, on trouve la pesanteur spécifique de la vapeur. Un vase en verre de 1700 centimètses cubes de capacité peut loger $\frac{0,001299075}{1,372} . 1700 = 1,6096$ en poids d'air à 100°; la pesanteur spécifique de la vapeur d'eau est donc de $\frac{1}{1,6096} = 0,6212$.

Lorsque le point d'ébullition des substances dépasse 110°, et qu'elles sont décomposées par le mercure, on introduit dans un tube spacieux de verre mince un excès de la substance, tel que sa vapeur occupe un espace 30 fois plus grand que la capacité du tube. Si l'on chauffe la substance au point de la réduire en vapeur, celle-ci en s'échappant par l'extrémité du tube qu'on a laissée ouverte, entraîne avec elle l'air contenu dans le tube, d'une manière assez complète pour qu'il n'y en reste quelquefois pas plus de $^1/_{10}$ p. c.; on reçoit et on laisse se condenser dans un récipient la vapeur qui se dégage. On détermine la capacité du tube en pesant la quantité d'eau qu'il faut pour le remplir. On peut trouver avec une exactitude passable le poids de la vapeur du corps

qui remplissait le vase à la température employée, en déterminant le poids du vase avant l'expérience et le pesant après le refroidissement, c'est-à-dire, après la condensation de la substance et la rentrée de l'air; ce dont son poids s'est accrû représente le poids de la substance qui remplissait le tube à l'état de vapeur. On ne peut cependant ici tenir compte de l'air non expulsé, et cette détermination serait surtout inexacte s'il s'agissait de substances très volatiles. Pour obtenir un résultat plus juste il faut sceller le tube de verre aussitôt qu'il a atteint la température requise, le peser avec la substance contenue en observant la température et la pression de l'air, le nettoyer ensuite et le peser de nouveau plein d'air sec; l'excès de la première pesée sur la seconde augmenté du poids de l'air qui entre dans le tube égale le poids de la substance. On trouve le résidu d'air en brisant la pointe du tube de verre scellé sous de l'eau épuisée par une longue ébullition; le tube se remplit alors d'eau, et l'air reste sous la forme d'une bulle. On pèse le tube avec l'eau, et après avoir également rempli d'eau l'espace occupé par la bulle, on le pèse de nouveau pour déterminer la quantité d'eau ajoutée, ce qui, à l'aide d'un calcul fort simple, fera connaître celle de l'air.

Pour dessécher complétement le tube, avant et après l'expérience, on met l'extrémité C en communication (*fig.* 150) avec un tube plein de chlorure de calcium, et l'extrémité *o* avec la pompe à main, et après l'avoir fait traverser pendant quelque temps par un courant d'air sec on le scelle en *c*. Pour y faire entrer des liquides, après avoir chauffé un peu le tube on le laisse refroidir, la pointe plongée dans le liquide à introduire; lorsque l'on a à craindre des altérations chi-

miques de la part de l'air atmosphérique, on remplit le tube avec du gaz hydrogène sec en substituant un courant de ce gaz à celui d'air atmosphérique, avant de sceller en *e*. Les difficultés particulières auxquelles quelques substances peuvent donner lieu seront signalées dans l'histoire même de ces substances.

Pour échauffer le liquide dans lequel on met le tube de verre, savoir l'eau, la dissolution de sel de cuisine employée dans quelques cas rares, et la dissolution de chlorure de zinc, on se sert d'un vase en cuivre placé dans un fourneau (*fig.* 151), dont on règle le tirage en ouvrant ou fermant les registres et les portes. Le tube de verre repose sur des crochets dont se trouvent armées des tiges partant du fond du vase en cuivre (*fig.* 152). La pointe ouverte du tube de verre traverse l'une des parois du vase en cuivre, à l'aide d'un bouchon fermant hermétiquement; les parois antérieure et postérieure sont en outre percées de trous par lesquels on introduit des thermomètres dans le liquide.

L'état du baromètre sert à déterminer la température de l'eau bouillante, température qui reste uniforme par le fait même de l'ébullition. Pour la dissolution de zinc on fait usage du thermomètre à mercure en brassant sans interruption le liquide avec une plaque évidée en cuivre (*fig.* 153). On élève la température aussi lentement que possible et l'on se garde bien de la laisser descendre durant l'opération; à la fin on entoure de charbons la pointe qui fait saillie hors du vase et on la scelle en observant le thermomètre. On peut se servir de bouchons de liége jusqu'à 200°; au-delà de cette température il faut avoir recours au même vase pour la disso-

lution du chlorure de zinc que pour les alliages métalliques.

La figure 154 donne une idée assez nette de la forme de ce vase. Il est en fonte de fer échancré aux deux extrémités. Il a 17 pouces de longueur et 6 pouces de largeur et de hauteur. Au fond sont fixées deux tiges courtes qui portent chacune un anneau large s'ouvrant à charnière, afin de recevoir commodément le tube de verre *b*. Les deux moitiés de chaque anneau peuvent être liées ensemble avec du fil de fer mince moyennant des entailles qui y sont pratiquées, ce qui permet de fixer solidement le tube. L'extrémité *c* du tube qui est repliée et qui sort du vase, est placée au-dessus d'une toile métallique sur laquelle on peut mettre des charbons. Une disposition particulière permet d'affermir également le thermomètre *a*. On verse lentement dans le vase échauffé l'alliage métallique formé de huit parties de bismuth, cinq de plomb et trois d'étain, et l'on élève graduellement la température ; pour produire partout dans le bain une température égale, on met sans cesse le liquide en mouvement à l'aide d'une plaque en tôle d'une forme semblable à celle en cuivre de la figure 153.

La paroi postérieure du vase en fonte de fer est percée d'un trou destiné à l'écoulement du métal, lorsqu'on veut terminer l'opération. Tandis que le métal est encore liquide on peut à l'aide d'un pinceau enlever la majeure partie de celui qui adhère au tube de verre, qu'on nettoie ensuite complétement en l'entourant de papier joseph imbibé d'acide nitrique très concentré, et l'essuyant avec de l'eau après avoir laissé réagir l'acide pendant quelque temps.

Lorsqu'il s'agit de substances qui prennent l'état gazeux entre 300 et 600°, on emploie un tube de verre d'une grandeur et d'une épaisseur égales à celles du tube d'un thermomètre à air. Dans l'impossibilité de mettre la pointe ouverte de ce tube en communication avec un récipient moyennant des bouchons de liége ou des tubes de caoutchouc, qui se détruisent à une température aussi élevée, on soude cette extrémité à un autre tube d'un grand diamètre A (*fig.* 155); si l'on veut éviter la sortie de la moindre trace de vapeur, on ferme l'ouverture de ce tube avec un bouchon de liége traversé par un tube de verre auquel on a lié une vessie.

Le tube et le thermomètre à air dont je donnerai tout-à-l'heure la description se placent l'un à côté de l'autre dans un appareil, où ils acquièrent tous deux aussi exactement que possible la même température. On atteint ce but en introduisant un cylindre en fer muni d'un fond épais à l'une de ses extrémités dans un fourneau à courant libre (*fig.* 151) dont on peut régler la température moyennant des registres et des pierres, de manière à faire acquérir une chaleur rouge d'une égale intensité à toutes les parties du cylindre, dont les parois doivent avoir au moins un pouce d'épaisseur. C'est dans ce cylindre qu'on place l'appareil où se trouvent les tubes et qui consiste en deux autres cylindres fermés aux deux extrémités et emboîtés l'un dans l'autre (*fig.* 156). La surface du cylindre A est armée en plusieurs endroits de tiges de cuivre qui empêchent tout contact de ce cylindre avec ceux entre lesquels il se trouve, de manière que l'air interposé peut circuler librement autour, par devant et par derrière. Dans le cylindre extérieur il y a quatre tiges portant des crochets *g h*, sur les-

quels on place l'un à côté de l'autre le thermomètre à air et le tube de verre avec la substance à examiner. On ferme les ouvertures supérieure et antérieure de ce cylindre avec les couvercles *c* et *l* percés de trous pour le passage des extrémités A des tubes de verre. Cela fait, on introduit le cylindre intérieur B dans le cylindre extérieur A et l'on ferme également celui-ci avec ses couvercles *c* et *l*. L'ouverture *h* est un peu plus grande, en proportion du diamètre du tube A que l'ouverture *i*, qui a seulement les dimensions de l'extrémité A du thermomètre à air ; des registres permettent de les rétrécir pour empêcher le courant d'air. Le couvercle *l* est en outre pourvu de quelques tiges de cuivre sur lesquelles on peut mettre des charbons.

Dès que le cylindre de fer commence à rougir uniformément, on y introduit l'appareil; au-dessous de la tige *s* on fixe une toile métallique, pour y mettre de la braise comme sur les tiges *a*, de manière qu'il y en ait autour du tube de verre jusqu'en *o*. Lorsque la substance commence à se volatiliser, il s'échappe d'abord la plus grande partie de l'air atmosphérique que les vapeurs développées finissent par expulser presque complétement. Les vapeurs viennent se condenser dans le tube A qu'on peut maintenir froid, ils s'y condensent intégralement au point qu'en déterminant, par exemple, la pesanteur spécifique de la vapeur d'arsenic on ne remarque pas d'odeur arsénicale dans le laboratoire. Le développement des vapeurs venant à cesser, ce dont il est facile de s'apercevoir, on scelle avec promptitude et simultanément, en *o*, le tube de verre et le thermomètre à air. On enlève alors les charbons de dessus la toile, et à l'aide d'un crochet engagé dans un trou de la tige *s* on traîne

l'appareil hors du fourneau sur une plaque de tôle disposée *ad hoc*, et on l'y laisse refroidir.

Lorsque les substances qu'on traite sont volatiles à une température élevée, on réussit avec beaucoup de facilité à condenser tout le contenu du tube dans la partie antérieure en *o* après le scellement; en effet, les charbons étant retirés, le gaz se condense aussitôt dans cette partie du tube, de la nouvelle vapeur y afflue du tube échauffé pour se condenser de même, de sorte qu'en refroidissant la pointe *t* avec de l'eau l'on y peut condenser tout le gaz renfermé à l'intérieur d'un tube, dont la températnre est de 500°. Si donc l'on fait abstraction du résidu d'air, qu'on n'est pas parvenu à expulser du tube, et dont la quantité est tout au plus de 1 à 1 et demi pour cent dans ces expériences, en coupant cette pointe, la pesant et la faisant rougir pour la peser de nouveau, on trouvera deux poids dont la différence égalera celui du gaz contenu préalablement dans le tube.

Le thermomètre à air et le tube de verre, choisis de même grandeur et de même épaisseur et placés l'un à côté de l'autre, s'échauffent par le contact de l'air chaud, en circulation autour d'eux et porté à une haute température par les parois du cylindre intérieur, qui est échauffé à son tour par de l'air circulant autour de lui. La même chose a lieu poúr le cylindre extérieur dont l'air ambiant prend sa chaleur du grand cylindre de fer, qui est un réservoir de chaleur. Il résulte de ces dispositions une température tellement uniforme dans le cylindre intérieur, tellement égale pour les deux tubes, que deux thermomètres à air employés simultanément s'élèvent exactement au même degré dans ce cy-

lindre. Le crochet *g* sert à supporter un second thermomètre pareil, que j'ai cependant ordinairement jugé superflu.

Ainsi que je l'ai déjà dit, le thermomètre à air sert également à trouver le rapport des quantités pondérables de l'air qui y entrent à 0° et à la température à laquelle on l'a scellé. Pour pouvoir calculer la pression que l'air a soutenue dans ce moment, il faut consulter le baromètre au même instant.

Je vais rapporter la détermination de la pesanteur spécifique de la vapeur d'arsenic, comme exemple de la manière dont les expériences que je viens de décrire, permettent de calculer la pesanteur spécifique des vapeurs.

Hauteur barométrique corrigée * lors du scellage, 0,$^{m.}$7545.

Poids du tube avec l'arsenic, 55$^{gm.}$,417, sous la pression barométrique de 0$^{m.}$,7545, avec correction, et à la température de 9°.

Poids du tube entièrement rempli d'eau 164$^{gm.}$,7, température de l'eau 12°.

La quantité d'eau qui a pris la place du résidu d'air était de 0$^{gm.}$,4 (12°) = 0^{cc},4.

Poids du tube plein d'air sec 55$^{gm.}$,1065.

Pour déterminer la capacité du tube, il faut, après avoir soustrait le poids du tube plein d'air sec hors de celui du tube rempli d'eau, ajouter au nombre trouvé le poids de l'air contenu dans le tube, poids qu'on a soustrait de trop :

* La hauteur barométrique observée réduite à ce qu'elle serait à 0°, eu égard par suite à la dilatation de la colonne de mercure et de l'échelle par la chaleur.

Tube plein d'eau	164,70
» » d'air	55,11
	109,59
L'air	0,14
	109,73

De ce nombre il faut encore défalquer l'excès du poids du résidu d'arsenic dont la pesanteur spécifique est de 5,96 sur le poids de l'eau dont il occupe l'espace, savoir 0,35. L'eau qui entre dans le tube à 7°,5 pèse donc 109,38.

Or, l'on sait que le poids de l'eau à 4°,1 : poids de l'air à 0° et sous une pression barométrique de 0,m·76 : : 1 : 769,8.

Il faudrait tenir compte de la dilatation de l'eau pour pouvoir déduire le poids de l'air de la quantité pondérable de ce liquide; mais la dilatation du verre de 4°1 à 12° devant être également prise en considération, les nombres rapportés ci-dessus ne subissent pas de changement. Néanmoins l'on doit effectuer cette correction pour des températures de l'eau dépassant 12°.

Ainsi l'air que peut contenir le tube à 0° et sous une pression de 0m·,76 pèse $\frac{109,73}{769,8}$ gm. $= 0,1425$ gm. Le tube ayant été scellé sous une pression barométrique de 0m·,7545, l'air qui pouvait s'y loger alors pèse donc $\frac{0,7545 \times 0,1425}{0,76} = 0,1416$ gm.

A l'aide du thermomètre à air on a trouvé que le poids d'air susceptible d'être contenu dans le tube du verre lors du scellement : poids de l'air qui y entre à 0° et sous la pression du moment du scellage : : 1 : 3,355. L'air qui pouvait entrer dans le tube de verre à la haute

température dont on a fait usage pèse donc $\frac{0,1416}{3,355}$ = 0,0422 gm.

Le tube contenant l'arsenic a été pesé dans l'air à 0° et sous une pression barométrique de 0m.,7545 avec correction. Si l'on veut connaître le poids de la substance contenue, il faut retrancher celui du tube rempli d'air, et ajouter celui de l'air, qui aurait rempli le tube de la température et sous la pression du moment de la pesée avec la substance. Nous avons déjà trouvé, qu'à 0° et sous 0m.,7545 de mercure ce poids est de 0gm.,1416; à 9° il sera donc de $\frac{0,1416}{1+0,00372 \times 9}$ = 0,1370 gm. La quantité d'arsenic contenue dans le tube au moment du scellage s'élève donc à

$$55,417 - 55,1065 + 0,1370 = 0,4475.$$

Le poids de l'air capable de se loger dans le tube à la température du moment du scellage étant de 0,0422, l'on aura 0,0422 : 0,4475 :: 1 : 10,6.

Mais le tube de verre ayant retenu une petite quantité d'air, ce nombre n'est que la pesanteur spécifique du mélange de la vapeur d'arsenic avec un peu d'air atmosphérique. L'eau occupant le même volume que le résidu d'air pèse 0,4 gm., par conséquent cette quantité d'air occupe à 12°, $\frac{0,40}{109,39}$ = 0,37 pour cent, à 0°, 0,35 pour cent et à la température du moment du scellage 1,17 pour cent (= 35 × 3,355) de la capacité du tube. Lorsqu'on fait entrer cet air en ligne de compte, on trouve pour la pesanteur spécifique de l'acide arsénieux :

$$\frac{10,6 \times 100 - 1,17}{98,83} = 10,71.$$

Thermomètre à air. Le thermomètre à air ayant acquis pour la première fois une importance particulière dans la détermination de la pesanteur spécifique des vapeurs, je vais exposer de suite la manière dont il faut

s'en servir pour en obtenir des résultats aussi exacts que ceux du thermomètre ordinaire.

On emploie pour cet usage un tube de verre C (*fig.* 157), d'un pied de longueur et de 7/8 de pouce de diamètre, d'un verre assez épais pour qu'il pèse 75 gm., et d'une capacité d'environ 1500 gm. de mercure. Aux deux extrémités de ce tube on soude deux tubes thermométriques A et B, chacun de six pouces de longueur et d'une capacité de deux grammes de mercure, de sorte que la capacité de l'un de ces tubes: celle du grand tube : : 1 : 750. On effile les extrémités des tubes thermométriques et l'on peut gonfler un peu le canal pendant cette opération. On partage alors la capacité du tube en deux parties égales, et l'on indique le milieu par un trait gravé à l'acide fluorique et passé tout autour du tube. Cette division en deux moitiés s'exécute avec du mercure ; à l'aide de la machine pneumatique à main on en pompe assez dans le tube pour le remplir un peu plus d'à moitié ; et en renversant le tube on en fait sortir peu à peu assez de mercure, pour qu'à la fin la surface de ce métal ne change plus de position, lorsque tenant le tube verticalement on le retourne de nouveau. Afin de pouvoir introduire commodément le tube dans l'appareil dont on veut déterminer la température, on courbe le bout étroit B. Pour le remplir d'air sec on le met en communication par l'extrémité B avec un tube plein de chlorure de calcium, et par l'extrémité A avec une pompe pneumatique à main et l'on fait jouer celle-ci lentement ; en dirigeant ensuite le dard du chalumeau sur l'extrémité B, tandis qu'elle communique encore avec le tube rempli de chlorure de calcium, on la scelle près de la pointe. On scelle aussi à

l'aide du chalumeau la pointe de l'extrémité A en observant au même instant l'état du baromètre, aussitôt que le tube a acquis dans l'appareil que je décrirai de suite la température que l'on veut déterminer. On brise la pointe effilée A sous le mercure, dans le vase A (*fig.* 158). On suspend alors le tube perpendiculairement dans un appareil, dont la partie inférieure consiste en une planche percée latéralement d'une entaille, et on le lie par sa partie supérieure avec un fil; les tiges minces qui joignent les planches *l l'* et la tige *f* sont en fil de fer. La tige *f* traversant librement la vis *h*, peut être promptement élevée ou abaissée; elle passe de même par la gaîne *a* (*fig.* 159) dans laquelle une vis de pression *c*, perpendiculaire à l'axe, permet de l'affermir. On établit ensuite la station de l'appareil d'une manière plus précise à l'aide de la vis *h*, sur la tête de laquelle repose librement la gaîne *a* et qui sert à hausser et à baisser celle-ci sans la faire tourner. A la faveur de ce mécanisme on peut placer le tube de manière que le trait rase la surface du mercure qui y est entré. On mesure l'élévation de ce métal avec une échelle terminée en pointe *c*, et suspendue à deux charnières permettant deux mouvemens perpendiculaires entre eux, de sorte qu'en vertu de son poids elle prend une position verticale. La charnière *o* est armée d'une vis, que l'on desserre lorsqu'on veut démonter l'échelle, et porte en outre une tige qui traverse la gaîne *i*, et qui se termine supérieurement par une vis. Cette tige a une cannelure dans laquelle entre une goupille *e* fixée à la gaîne, de manière qu'à l'aide de la tête de vis *b*, taillée en écrou et placée librement sur la gaîne *i*, l'on peut élever ou abaisser l'échelle sans lui communiquer aucun mouvement autour de son axe.

L'échelle est pourvue d'un nonius *c* fixé par une vis; pour atteindre avec l'échelle en bas jusqu'à la surface du mercure, l'on a dû ajouter au nonius une pièce supplémentaire, mince, courbée à angle droit et dont le tranchant inférieur se trouve en *d* dans la figure. La pointe *e* est munie d'une vis de rappel qui permet de la placer de manière que le nonius marque $0^{m.},09$ lorsqu'elle touche le mercure en même temps que le tranchant de la pièce supplémentaire. A l'échelle on peut lire directement $1/_{20}$ et estimer $1/_{100}$ de millimètre. Avant de faire la lecture de la hauteur on attend que toutes les parties de l'appareil aient acquis une température uniforme, précaution d'autant plus utile qu'au moment de la suspension de l'appareil B, la chaleur de la main en peut facilement élever la température; on détermine alors en même temps la température de l'appareil et l'état du baromètre. Le mieux c'est de suspendre le baromètre à côté de l'appareil afin que la colonne de mercure et l'échelle de celui-là puissent prendre la température commune. En faisant ainsi les observations on peut se dispenser de la correction pour la température de la colonne de mercure et de l'échelle. On évite toute parallaxe dans la lecture en amenant dans le même plan le tranchant de la pièce supplémentaire, la surface du mercure et le trait passé autour du tube.

On trouve de combien l'air a été dilaté dans le tube en déterminant le volume qu'occupe le résidu d'air non expulsé sous la pression, qui a eu lieu au commencement de l'expérience; or, nous savons que cet air remplit la moitié de la capacité du thermomètre sous la pression d'une colonne de mercure égale à la hauteur barométrique moins celle qu'on vient de mesurer. La

hauteur de la colonne de mercure étant, par exemple, de 0,762 dans le baromètre et de 0,242 dans le tube, l'air a éprouvé de la part de la chaleur employée une dilatation de $\frac{0,762}{0,762-0,242} \times 2 = 2,9308$. Veut-on maintenant, ainsi qu'il est necessaire dans ces expériences, déterminer de combien l'air a été dilaté par la température élevée à partir de 0°, il faut tenir en outre compte de la dilation résultant de la température à laquelle on a commencé l'expérience; or, cette dilatation ayant lieu dans le verre, que chaque degré dilate lui-même de $\frac{1}{38700}$, doit avoir 0,00372 et non pas 0,00375 pour coëfficient. La température ayant donc été de 15°, la dilatation de l'air à partir de 0° = 2,9308 (1 + 15 × 0,00372) = 3,09433. Si, lors de cette détermination, l'état barométrique diffère de celui du moment du scellage du tube, il faut avoir égard à cette circonstance dans le calcul, lorsque l'on ne détermine pas la dilatation de l'air immédiatement après le refroidissement de l'appareil.

Donc, d'après cette expérience, l'espace qu'occupait l'air atmosphérique au moment du scellage: celui qu'il remplissait à 0° : : 3,09433 : 1; ou le poids de l'air contenu dans le vase lors du scellage : poids de l'air renfermé dans le vase à 0° :: 1 : 3,0943 *).

* La formule suivante comprend le calcul que je viens de rapporter :

$$\frac{a}{b} = \frac{2\,p}{p-d}\,(1+0,00372\,t.)\,\frac{p''}{p}$$

a = le poids de l'air qui entre dans le tube à 0°, b poids de l'air dont le tube échauffé était rempli au moment du scellage, d hauteur du mercure dans le thermomètre à air, p = état barométrique observé et p' état barométrique corrigé lors de la détermination de la hauteur du mercure dans le tube, p'' hauteur barométrique avec correction lors du scellement du tube.

La dilatation du verre étant pour chaque degré de 0,002548 entre 0 et 100° et de 0,00003o325 entre 0 et 300°, peut être prise sans erreur notable égale à 0,00003479 entre 0 et 600°; l'expansion de l'air montre donc que la température employée était de 564° $\left(=\frac{3,0944-1}{0,00375-0,00003497}\right)$.

Après avoir brisé également l'autre pointe, on laisse écouler le mercure, et avec de l'acide nitrique l'on nettoie complétement le tube qu'on remplit ensuite de nouveau d'air sec de la manière indiquée. Un tel tube peut servir pour un très grand nombre d'expériences. A la fin de chaque opération l'on doit s'assurer si le trait correspond encore exactement au milieu; si cette circonstance n'avait plus lieu, on déterminerait la différence des quantités de mercure capables de remplir les deux parties, et l'on calculerait le rapport de la capacité totale du tube à la partie remplie d'air.

PRESSION DES VAPEURS.

Lorsque la vapeur d'eau ou celle de toute autre substance échauffée peut se dégager librement, toute la chaleur qu'on ajoute au liquide sert à la formation d'une nouvelle quantité de vapeur, mais lorsque celle-ci ne peut pas s'échapper, lorsque l'on chauffe, par exemple, de l'eau ou tout autre liquide en vase clos, la température du liquide s'élève sans interruption, tandis qu'une partie de sa masse prend l'état gazeux et entre dans l'espace déjà rempli de vapeur. Cet espace, à mesure que la température augmente, se remplit donc de quantités de plus en plus grandes de vapeur comprimée. La force avec laquelle les vapeurs sont resserrées se détermine de la même manière que pour l'air atmosphérique

ou pour d'autres gaz; c'est-à-dire, par la hauteur d'une colonne de mercure ou par le nombre d'atmosphères dont la pression leur fait équilibre. On pourrait faire l'expérience d'une manière fort simple avec l'eau en plaçant sur le fond d'une chaudière très forte un vase rempli de mercure dans lequel viendrait plonger un tube ouvert passant par le couvercle. On verse de l'eau dans la chaudière et on la ferme soigneusement; par le couvercle de la chaudière passent plusieurs thermomètres à l'aide desquels on détermine la température du liquide et de la vapeur. La chaudière étant ensuite échauffée, les vapeurs d'eau formées exerceront une pression sur l'eau qui pousse alors le mercure dans le tube ouvert jusqu'à une hauteur correspondante à la pression intérieure. C'est en effet de cette manière très pénible que les expériences les plus exactes ont été faites, non pas toutefois sans des précautions particulières, afin d'atteindre au dernier degré de précision et d'éviter les divers accidens auxquels l'observateur se trouve exposé. Au lieu du tube ouvert on peut introduire dans le vase à mercure un tube plein d'air et scellé par l'extrémité qui sort de la chaudière. Si le tube est divisé en parties égales, on peut déterminer la pression par l'espace qu'y occupe l'air comprimé, absolument comme le rétrécissement de l'air dans le tube *b* (*fig.* 138), nous a indiqué la compression de l'eau. Le mieux cependant c'est de se servir dans cette expérience d'un tube de verre *a* (*fig.* 160) de 4 pouces de longueur, 1/4 de pouce de diamètre extérieur, et 1/8 de pouce de diamètre intérieur, et par conséquent de 1/16 de pouce d'épaisseur; à ce tube est soudé un tube large de thermomètre *b* d'environ un pied et demi de longueur, et à ce dernier un

tube thermométrique étroit *c* d'un pied de longueur. On détermine le rapport des capacités des deux tubes thermométriques en les calibrant (p. 194), et l'on y fixe une bande métallique graduée. Dans la partie inférieure *e* le large tube thermométrique est recourbé. On remplit le tube *a* d'autant de mercure qu'il en entre dans les deux tubes thermométriques depuis la pointe *i* jusqu'en *e*. On scelle supérieurement le tube étroit *c*. On tire en pointe fine le tube *a*, et tandis qu'on l'échauffe et qu'on en tient la pointe engagée dans le liquide à examiner, il se remplit; après quoi l'on scelle la pointe. On introduit alors le tube dans un matras dans lequel on verse de l'huile et dont on élève graduellement la température au bain de sable; un thermomètre placé en même temps dans le vase à huile indique la température de celle-ci. Veut-on dépasser 300°, on substitue à l'huile du sulfate acide de potasse. Il faut faire de telles expériences derrière une porte à jours garnis de vitres épaisses et de coulisses. L'appareil lui-même doit résister à une pression de plus de 100 atmosphères; l'on ne doit pousser le feu que lentement et éviter toute secousse. On est en possession des expériences les plus précises sur la pression des vapeurs d'eau aux diverses températures, pression dont la détermination rigoureuse est de la plus haute importance pour la machine à vapeur. J'en tracerai une table exacte à la fin de l'ouvrage. Les nombres suivans peuvent donner une idée nette de son accroissement rapide. En effet les vapeurs renfermées en vase clos exercent

à 100°	une pression de	1	atmosphère
121°,4	»	2	»
135°,1	»	3	»

145°,4	»	4	»
224°,2	»	24	»

On a cherché en vain une loi pour l'augmentation de la pression avec la température. Également éloignées de leur point d'ébullition, les vapeurs exercent à peu près la même pression; néanmoins ceci n'est pas toujours rigoureusement vrai. Si les vapeurs des différens liquides suivaient la loi de Mariotte à partir de leur point d'ébullition, la connaissance de la pression et de la température suffirait pour supputer la quantité de vapeur renfermée dans un espace déterminé. J'ai déjà rapporté ci-dessus (p. 193), que les vapeurs peu éloignées de la température à laquelle elles se liquéfient, sont plus denses qu'elles ne devraient l'être d'après la loi de Mariotte; cette anomalie s'observe surtout encore à de hautes pressions. Lorsqu'on scelle le tube *a*, après y avoir introduit de l'éther jusqu'au tiers environ de sa capacité, et qu'on l'échauffe, on trouve qu'à 187°,5 et sous une pression de 37,5 atmosphères tout l'éther a pris la forme gazeuse, de sorte que le tube est rempli du gaz, dont par conséquent la densité s'élève à 0,2373 ($\frac{0,71192}{3}$. 0,71192 est la pesanteur spécifique de l'éther) comparativement à l'eau, et à 182,7 comparativement à l'air. Sous la pression ordinaire de l'air cette vapeur aurait à la même température une densité de $\frac{2,575}{1+0,00375 \times 187\ 1/2}=1,512$; et devrait par conséquent supporter une pression de $\frac{182}{1,512}=121$ atmosphères pour acquérir la densité de 182,7; mais l'expérience prouve qu'il n'est besoin pour cela que de 37,5 atmosphères. On trouve la capacité du tube *a* par la quantité de mercure qu'il peut contenir, et l'on détermine la quantité d'éther qu'on y a fait entrer en pesant l'appareil avant et après l'introduction de ce corps.

En prenant un peu plus d'un tiers d'éther on observe que, lorsque la température approche de 187°,5, le liquide augmente de plus en plus et finit enfin par remplir tout le tube; lorsqu'on en prend moins la conversion du liquide en vapeur a lieu subitement. Ce phénomène provient de ce que le liquide se dilate continuellement et qu'il atteint à la fin la densité de la vapeur. Les opinions sont partagées sur la quantité de chaleur qu'exige l'eau pour se transformer en gaz sous de hautes pressions et à des températures élevées, les expériences pour la déterminer avec exactitude entraînant trop de difficultés. On a cru pouvoir conclure de quelques expériences, que cette quantité de chaleur, la chaleur latente par conséquent, est la même pour chaque température, de manière que l'eau à 121°,4 exige aussi 531° de chaleur pour se transformer en vapeur à 122°, dont la tension est de deux atmosphères, et que d'après cela une partie de vapeur d'eau à 121°,4 augmente de 1° la température de 552,4 parties d'eau par la chaleur qu'elle abandonne en se liquéfiant. Une autre opinion est que la chaleur latente de la vapeur d'eau reste toujours la même à partir de 100°, de sorte qu'une partie de vapeur d'eau à 121°,4 n'échauffe d'un degré que 531 parties d'eau, ce qui ferait cesser la chaleur latente à 631°. La première opinion est combattue par le fait que la vapeur d'eau à haute pression jouit à peine en s'écoulant d'une température aussi haute que la vapeur d'eau à 100°. En effet, la vapeur d'eau, comme tout autre gaz, absorbe de la chaleur en se dilatant, par exemple, si l'on suppose que son volume ait été condensé de moitié, une quantité de chaleur suffisante pour échauffer de 56° un volume d'air égal au sien. Il faut considérer comme

avéré, que la chaleur latente diminue à mesure que la température s'élève, et ce décroissement diffère probablement selon les substances que l'on considère.

LA MACHINE A VAPEUR.

Il y a deux manières d'utiliser comme force motrice la propriété de l'eau, d'occuper à l'état de vapeur un volume 1625 fois plus grand qu'à l'état liquide : on peut condenser la vapeur contenue dans un espace par des injections d'eau froide, d'où il résulte un vide, ou bien l'on peut faire affluer la vapeur dans un espace; dans le premier cas c'est l'air atmosphérique qui produit le mouvement; dans le second, c'est la vapeur. Dans les anciennes machines à vapeur on a suivi la première méthode. L'eau étant échauffée dans la chaudière *a* (*fig.* 161) et la coulisse *e* ouverte, la vapeur se rend par le tube *c* dans le cylindre *b*, en expulse l'air par la soupape *s*, qui se lève, et s'y substitue. La pièce *g*, qu'on nomme le balancier, est contrebalancé suffisamment en *i*, soit par le poids des tiges des pompes, soit par des poids additionnels, pour faire monter le piston *o*, qui doit fermer herméтiquement le cylindre *b*. Lorsqu'on ouvre un instant le robinet *m* après avoir fermé le tube *c* par la coulisse *e*, un peu d'eau froide se précipite du réservoir *n* dans le cylindre, la vapeur s'y condense et la pression de l'air fait descendre le piston *o*. L'eau qui se rassemble dans le cylindre *b* s'écoule par le tuyau *p*, dans le réservoir *q*. La caisse *n* reçoit l'eau froide du tube *k* dans lequel une petite pompe foulante *f* fait monter ce liquide. L'air ayant poussé le piston jusqu'au fond du cylindre, si l'on ouvre la coulisse *e*, pour y laisser arriver de la nouvelle vapeur

capable de faire équilibre à la pression de l'air, le piston se soulève de nouveau ; si l'on rouvre alors le robinet *m*, le piston redescend, et l'on obtient ainsi un mouvement de va-et-vient. On voit facilement qu'une tige fixée au balancier peut ouvrir et fermer alternativement le robinet et la coulisse. On s'est servi particulièrement de cette machine simple pour épuiser l'eau qui se rassemble dans les mines; elle est encore quelquefois en usage actuellement.

L'autre méthode de produire le mouvement par la pression de la vapeur a été modifiée, perfectionnée et réunie avec la première de mille manières différentes. Dans presque toutes les machines, sauf quelques rares exceptions, un piston imperméable opère dans un cylindre fermé de toutes parts. La tige du piston, assujettie au balancier, traverse le couvercle supérieur du cylindre. La vapeur est engendrée dans une grande chaudière où l'on a mis à profit toutes les dispositions avantageuses que j'ai déjà signalées précédemment; un tuyau amène la vapeur de la chaudière dans le cylindre, alternativement au dessous et au dessus du piston, tandis qu'un autre tuyau conduit de nouveau la vapeur, tantôt de dessous tantôt de dessus le piston, à l'extérieur dans le réfrigérant. Parmi le grand nombre des méthodes de faire arriver la vapeur et lui fournir ensuite un écoulement vers le condenseur, je ne rapporterai que les deux principales, dont l'une consiste dans l'usage d'un robinet et l'autre dans l'emploi d'un glissoir. Le robinet est percé de deux trous tels, que lorsque l'ouverture *a* (*fig.* 162) de l'un des deux canaux se trouve à gauche, l'autre ouverture *b* soit tournée vers le bas; lors donc que *a* est en haut, *b* se trouve à gauche, de telle sorte

que, deux tuyaux étant adaptés l'un au dessus et l'autre au dessous du robinet, et le tuyau *e* de la chaudière communiquant à gauche avec le même robinet, la vapeur entre durant la première action du robinet au-dessous, et durant la seconde au-dessus du piston *p*. S'il y a à droite du robinet un autre tuyau *d* conduisant au condenseur, suivant que l'ouverture *a* de l'un des deux canaux est tournée vers la gauche, ou vers le haut, les vapeurs situées au dessus ou celles placées au dessous du piston se rendent par *dc* dans le tuyau *d* pour gagner le réfrigérant. Le robinet atteint ces positions respectives à chaque quart de tour que lui fait faire la machine elle-même. Le condenseur, dans lequel se rend le tuyau de décharge *d*, consiste en une caisse fermée hermétiquement et traversée par une pluie d'eau froide; c'est cette eau qui opère la liquéfaction de la vapeur. On la retire sans interruption du fond de la caisse à l'aide d'une pompe qui s'y trouve adaptée latéralement. Dans quelques machines la vapeur se rend dans un serpentin placé au milieu d'une caisse remplie d'eau froide, qui se renouvelle à mesure qu'elle s'échauffe; on extrait également l'eau du serpentin avec une pompe dont la tige, comme celle de l'autre pompe, est liée au balancier et reçoit son mouvement de la machine. Quoiqu'il n'y ait pas de vide dans la caisse ou dans le serpentin, la pression y est toujours inférieure à celle d'une atmosphère, de manière que l'on peut travailler au moins avec le ressort d'une demi-atmosphère, lorsque celui de la vapeur dans la chaudière ne s'élève qu'à une atmosphère. Dans ces machines on utilise donc d'une part la raréfaction de l'air comme dans les anciennes machines, et d'autre part la pression de la vapeur.

Voici le mécanisme de l'autre mode de distribuer la vapeur. A côté du cylindre A (*fig.* 163) se trouve un réservoir dans lequel la vapeur pénètre de la chaudière par le tuyau D, et qui communique avec le cylindre par deux ouvertures carrées *w* et *o*. Une tige *u*, attachée au balancier, fait jouer dans ce réservoir un tiroir ou glissoir C C, qui consiste en une caisse creuse, demi-ronde (*fig.* 164), ouverte par les deux extrémités, et si bien appliquée sur les parois du réservoir, que l'espace d'au-dessus et d'au-dessous du glissoir ne saurait communiquer avec l'espace *a*; le canal E conduit au condenseur, de sorte que les espaces marquées par *a* sont en communication avec la chaudière à vapeur, et ceux désignés par *b* avec le condenseur. Le balancier ayant soulevé la tige *u*, la vapeur afflue de la chaudière, par l'espace *a* et l'ouverture *w*, au dessus du piston dans le cylindre, tandis que celle qui se trouve au dessous du piston s'échappe par l'ouverture *o* dans le réfrigérant. La tige étant de nouveau descendue, la vapeur se précipite de la chaudière par l'ouverture *o* au dessous du piston, et celle située au dessus du piston gagne le canal *c* et le réfrigérant par l'ouverture *w*.

La transformation du mouvement de va-et-vient en mouvement circulaire, la régularisation de la marche des machines à vapeur par un balancier et un volant, l'élévation de l'eau froide nécessaire à la condensation des vapeurs par une pompe dont la tige est mue par le balancier, l'introduction de l'eau sous forme de pluie dans la caisse du condenseur et l'extraction de l'eau condensée et de l'air hors du condenseur, l'alimentation de la chaudière par une autre pompe avec l'eau chaude qui s'est condensée, le mécanisme qui donne à la machine

la propriété d'ouvrir et de fermer régulièrement le robinet ou la soupape à glissoir, la manière d'empêcher l'accès d'une trop grande quantité de vapeur par un robinet particulier, enfin l'introduction du combustible au dessous de la chaudière, et la régularisation du tirage par la machine elle-même, toutes ces questions sortent des limites de ce livre et ne sauraient être traitées ici. On les a résolues de beaucoup de manières plus ou moins parfaites, et on en trouve la description dans plusieurs grands ouvrages sur les machines à vapeur.

PRESSION DES VAPEURS A LA TEMPÉRATURE ORDINAIRE.

La pression qu'exercent les vapeurs, dépendant de leur température, il va sans dire que la pression de l'air exerce une grande influence sur l'ébullition ou la transformation en vapeur des liquides dans un vase ouvert; voilà pourquoi l'on a pris pour second point fixe du thermomètre le point d'ébullition de l'eau sous une pression de $0^{m.},76$. Plus la pression de l'air diminue, plus la température à laquelle les liquides entrent en ébullition, s'abaisse; si la pression de l'air n'est que de $0^{m.},733,5$, l'eau bout déjà à 99°, et l'on observe même l'ébullition de ce liquide à 0°, lorsqu'on le fait congeler sous la machine pneumatique. Pour trouver les pressions, que les vapeurs exercent à diverses températures, on place dans un vase de fer, sur le fond duquel se trouve du mercure, deux tubes pleins de mercure et plus longs que la hauteur barométrique ordinaire. On introduit dans l'un de ces tubes un peu d'eau ou d'un autre liquide qu'on veut examiner. La colonne de mercure qui était précédemment dans le tube faisait équi-

libre à la pression de l'air; elle s'abaisse un peu après l'introduction de l'eau. Il faut donc que l'eau ait laissé dégager quelque corps, qui s'est porté dans l'espace situé au dessus du mercure pour déprimer la colonne; on peut démontrer facilement que ce corps n'est autre chose que de la vapeur d'eau. La pression exercée par la vapeur d'eau équivaut donc à l'excès de la hauteur du mercure dans le tube resté intact, sur celle de ce métal dans le tube contenant de l'eau. Si l'on dispose maintenant un cylindre de verre creux, ouvert par les deux extrémités, de manière qu'en enveloppant de toutes parts les deux tubes, ses bords s'enfoncent un peu dans le mercure du vase de fer, et qu'on verse dans l'espace vide entre les tubes et les parois intérieures du cylindre de l'eau, dont on peut élever à volonté la température en chauffant la chaudière de fer, l'état inégal du mercure dans les deux tubes de verre, permet de déterminer la pression que la vapeur d'eau exerce à chaque température (*Voy. fig.* 165). La pression de l'air extérieur étant de 0$^{m\cdot}$,76, si l'on a atteint la température de 100°, le mercure dans l'un des tubes s'élève au dessus de celui de l'autre tube de toute la valeur de la pression atmosphérique; à cette température la vapeur d'eau fait donc équilibre à la pression de l'air.

En remplissant d'un mélange frigorifique un vase *b* (*fig.* 166), percé au fond d'un trou dans lequel s'adapte hermétiquement à l'aide d'un bouchon l'extrémité supérieure *a* d'un baromètre contenant un peu d'eau, on peut déterminer la pression des vapeurs d'eau bien au dessous du point de congélation; à —20°, par exemple, elles contrebalancent encore une colonne de mercure de 1^{mm} 1/3.

On a construit en partie expérimentalement, en partie par le calcul, une table de la pression des vapeurs d'eau aux diverses températures; je la donnerai à la fin de cet ouvrage, me bornant ici à l'indication des pressions relatives à quelques degrés:

à— 20°	=	1^{mm},33
0°	=	5 ,06
10°	=	9 ,47
20°	=	17 ,31
30°	=	30 ,64
50°	=	88 ,74
80°	=	352 ,10
100°	=	760 ,00.

On peut déterminer d'une manière semblable les pressions que les vapeurs d'autres corps liquides tels que l'éther, par exemple, ou l'alcool exercent à diverses températures. Si l'on reverse sur le mercure et qu'on place les uns près des autres plusieurs tubes pleins du même métal, et qu'on fasse entrer dans le deuxième *c* (*fig.* 167), un peu d'eau, dans le troisième *b*, un peu d'alcool et dans le quatrième *a*, un peu d'éther (le premier *d*, qui reste vide, servant de baromètre), on voit d'une manière très frappante la différence des pressions exercées par les vapeurs de ces liquides, dont le plus volatil surpasse sous ce rapport de beaucoup les autres. On crut pouvoir inférer des premières expériences faites sur la pression des vapeurs de différens liquides, que cette pression était la même pour toutes à égale distance de leur point d'ébullition. Quoique cette loi ne se soit pas confirmée, on peut cependant l'admettre comme une approximation sans commettre d'erreur notable; d'après cela, et de ce que l'alcool entre en ébullition à 78°22,

l'éther à 32°, et l'eau à 100°, la tension des vapeurs d'alcool à 58°,22, et celles des vapeurs d'éther à 12° seraient égales à la pression exercée par les vapeurs d'eau à 80°.

De même qu'il a été jusqu'ici impossible soit de soumettre à une loi l'accroissement que la chaleur fait éprouver à la force élastique des vapeurs au-delà d'une atmosphère, soit de trouver quelque connexion sous ce rapport entre les différentes vapeurs, de même ni l'un ni l'autre n'a pu encore se faire pour des pressions inférieures à celle d'une atmosphère.

La disparition de l'eau exposée à l'air sec, et la formation des brouillards et des nuages, montrent que l'eau peut aussi s'évaporer en présence de l'air, et que la vapeur aqueuse contenue dans l'air s'en sépare de nouveau. La dépendance des phénomènes météorologiques les plus importans de cette tenue de la vapeur d'eau dans l'air, rend très importante la conséquence résultant des expériences que je vais décrire, savoir, que la force élastique de la vapeur d'eau ou de tout autre liquide est la même, que l'espace occupé par la vapeur soit vide ou rempli de tout autre gaz. La force élastique sert à déterminer la quantité de vapeurs que les gaz peuvent contenir à une température donnée; les expériences sur la tension des vapeurs aqueuses dans le vide conduisent donc à la détermination des quantités de ces vapeurs renfermées dans l'air aux diverses températures, si l'on part de l'hypothèse que les vapeurs se comportent comme les autres gaz, de manière qu'on puisse calculer d'après la loi de Mariotte, leur densité par la pression qu'elles exercent (p. 190).

Pour faire voir la manière dont la pression des vapeurs s'exerce dans le vide et dans un espace rempli

d'air, l'on doit introduire les liquides dans un espace gradué où l'on puisse mesurer la pression due à leur évaporation. On se sert à cet effet d'un large tube de verre *b* (*fig.* 168), divisé en centimètres cubes et muni en bas d'une virole en fer, qui communique latéralement avec un tube long et étroit, et en bas avec un robinet *v*; au sommet de ce tube large est mastiqué un anneau *a*, sur lequel on peut visser le couvercle (*fig.* 169). Par le milieu de ce couvercle passe hermétiquement une tige *a*, à l'extrémité inférieure de laquelle est adapté un disque capable de briser, quand on le fait tourner un tube de verre enfoncé dans le trou *k*. On verse du mercure dans le tube *b*, l'on remplit d'éther le tube de verre *t*, qu'on introduit ensuite dans le trou *k*, après l'avoir scellé à l'extrémité effilée, et l'on visse le couvercle. Alors on ouvre le robinet *v*, afin de faire écouler assez de mercure pour que le niveau de ce métal soit le même dans le tube large et dans le tube étroit, et l'on brise le tube *t*, ce qui fait sortir l'éther dont une portion se vaporise. La vapeur formée déprime le mercure dans le tube large, de sorte que ce métal s'élève dans le tube étroit; on verse ensuite dans ce dernier tube assez de mercure pour rétablir dans le premier le même niveau qu'avant la vaporisation de l'éther, et l'on mesure la différence des niveaux dans le tube *l* et dans le tube *b*. Cette expérience fait trouver la hauteur de la colonne de mercure dont la pression balance les vapeurs d'éther mêlées avec l'air dans le tube fermé *b*. Cette hauteur est absolument la même que si les vapeurs d'éther s'étaient répandues dans le vide. En plaçant cet appareil dans de l'eau qu'on échauffe, ou bien en introduisant dans le tube *b*, au lieu d'éther, de l'alcool, de l'eau

ou tout autre liquide, on trouve la confirmation de cette loi pour toutes les températures et pour tous les liquides.

Le même appareil peut démontrer de combien le volume de l'air ou d'un autre gaz s'accroît, lorsqu'un liquide s'y évapore et que les gaz peuvent se dilater de manière que la pression ne change pas. A cet effet l'on observe l'état du mercure dans le large tube avant l'expérience, et en ouvrant le robinet *v*, dès que le liquide s'est suffisamment vaporisé, on laisse sortir assez de mercure pour que ce métal soit au même niveau dans les deux branches de l'appareil. En employant, par exemple, de l'éther et en opérant sous une pression barométrique de $0^m,76$, et à une température à laquelle la vapeur d'éther fait équilibre à une colonne de mercure de $0^m,38$, on trouve, que le volume occupé par l'air et la vapeur d'éther, après qu'on a laissé sortir par le robinet *v* une quantité suffisante de mercure pour que le niveau de ce métal soit le même dans les deux branches de l'appareil, on trouve, dis-je, que ce volume est le double de celui que l'air remplissait précédemment à lui seul. Si le volume de l'air était auparavant de 40 p. c., par exemple, celui de l'air et de la vapeur d'éther ensemble est de 80 p. c. Lorsqu'on fait cette expérience à diverses températures, en plongeant à cet effet l'appareil dans de l'eau chaude, et avec différentes vapeurs, on peut s'assurer, que chaque gaz absorbe une quantité suffisante de vapeur pour que la pression de celle-ci jointe à celle du gaz, dans l'état de dilatation où il se trouve, fasse équilibre à la tension de l'air atmosphérique. Si donc les quantités des vapeurs qui entrent dans un espace, sont proportionnelles aux forces comprimantes (loi qui est vraie rigoureusement pour les gaz per-

manens, et au moins approximativement pour les vapeurs, d'après les observations faites jusqu'ici), la pression exercée par les vapeurs permet de calculer le maximum, que les gaz peuvent en absorber aux diverses températures. Dans l'exemple précité sur la vaporisation de l'éther, l'état du baromètre était de $0^m,76$, la pression exercée par les vapeurs d'éther, de $0^m,38$, celle de l'air mêlé avec ces vapeurs, de $0^m,38$; ainsi 760 parties en volume du mélange contenaient 380 parties d'éther gazeux et 380 parties d'air. Ces calculs sont d'une importance spéciale dans l'examen des propriétés de l'eau relativement à l'air. Le baromètre marquant, par exemple, $0^m,76$ et la température étant de 10°, 760 parties d'air (p. 331), en volume, ne peuvent retenir plus de 9,47 parties, conséquemment pas plus de $\frac{9{,}47 \times 100}{760}$ = 1,25 p. c. de vapeur aqueuse. La température étant la même, si le baromètre marque $0^m,785$, il ne peut y avoir dans 785 parties en volume d'air que 9,47 parties de vapeur d'eau, ce qui fait 1,206 pour cent pour le même air sous une pression de $0^m,76$; à 20° et sous une pression barométrique de $0^m,76$, 760 parties d'air peuvent contenir 17,31 parties ou 2,278 pour cent de vapeur d'eau, et à une température de 30° et sous la même pression $\frac{30{,}64 \times 100}{760}$ = 4 pour cent. Si l'air n'a pas encore absorbé la quantité de vapeur aqueuse qu'il peut dissoudre (on dirait de cet air qu'il est sec), l'eau en contact avec lui continue à s'y évaporer. Plus l'air se renouvelle vite plus l'évaporation fait de progrès ; mais si, contenant déjà la quantité que comporte sa température, on le refroidit, il se sépare une quantité de vapeur d'eau correspondante à l'abaissement de température. Le refroidissement peut se faire soit par de l'air plus froid soit par d'autres corps froids

quelconques. Lorsque l'air à 10°, contenant 1,206 p. e. de vapeur d'eau, se mêle avec de l'air à 30°, contenant 4 p. e. de vapeur aqueuse, le mélange, dont la température est de 20°, ne peut garder que 2,278 de vapeur; il faut donc qu'au moment du mélange des deux gaz il se sépare $2,603\ (=\frac{4+1,206}{2}) - 2,278 = 0,325$ de vapeur d'eau, dont une portion se redissout à la faveur de l'élévation de température résultant de la condensation de l'eau gazeuse. La vapeur d'eau se sépare sous forme de petites vésicules dont le diamètre est au plus de $\frac{1}{2780}$ pouce et au moins de $\frac{1}{5500}$ pouce. On les voit très bien à l'aide d'un microscope, lorsqu'étant placé dans un brouillard ou dans un nuage on les fait passer au-dessus d'un fond noir. La brume, qu'elles produisent, quand l'air chaud provenant de la respiration arrive en contact avec l'air froid extérieur; celle, qui pendant l'hiver s'échappe des cheminées pour se redissoudre complétement dans l'air, et celle qui se dégage des fleuves pendant l'hiver et après un orage; les brouillards et les nuages, sont autant de phénomènes de cette nature. Lorsque les vésicules se forment et crèvent il en résulte de la pluie ou de la neige, suivant que la température est au-dessus ou au-dessous de 0°.

Si le corps qui abaisse la température de l'air saturé de vapeurs d'eau est un corps solide, l'eau s'y dépose en gouttelettes et le ternit; un corps froid sur lequel on dirige le souffle de l'haleine, les carreaux de vitre, alors que l'air est froid à l'extérieur de l'appartement, un verre plein d'eau froide, se ternissent de cette manière. Les corps, ceux surtout qui sont raboteux, venant à se refroidir de nuit par le rayonnement de la chaleur à leur surface exposée à un ciel serein, et en contact avec de

l'air chaud et humide, se ternissent de même et se couvrent de vapeurs qu'on nomme rosée, et qui en se congelant, lorsque la température est au-dessous de 0°, forment le givre.

On détermine la quantité de vapeur d'eau contenue dans l'air, en examinant à quelle température un corps doit s'abaisser pour se ternir par l'humidité, et à quelle température l'eau disparaît de nouveau. Ces deux points sont peu éloignés l'un de l'autre; on prend le milieu entre les deux pour la température à laquelle l'air est saturé de la vapeur d'eau qu'il contient. Une table que je ferai imprimer à la fin de cet ouvrage permettra de calculer facilement la teneur en eau. Supposons, par exemple, que le baromètre et le thermomètre marquent l'un $0^m,76$, et l'autre 20°, et que la température, à laquelle le corps se couvre d'humidité, et celle qui dissipe de nouveau le précipité soient respectivement de 9°,5, et 10°,5 : la tension de la vapeur d'eau à 10° étant de $0^m,00947$, 760 parties d'air contiendront 9,47 parties ou 1,25 p. c. de vapeur d'eau. Il est également facile de calculer au moyen de cette table la quantité de vapeur d'eau que cet air peut encore absorber, et celle qui se condenserait par un abaissement déterminé au-dessous de 10°. L'instrument qui sert à trouver la teneur en eau se nomme hygromètre (το ὑγρὸν, l'humidité). On peut employer pour cet usage un vase en fer blanc dans lequel on verse de l'eau froide à différens degrés, et dont on détermine la température au moment où il se ternit. L'appareil suivant, dans lequel l'évaporation de l'éther développe le froid, est aussi commode qu'exact. Aux deux extrémités d'un tube de verre *bb* (*fig.* 170), on soude une boule, dans l'une desquelles on place un petit

thermomètre; le tube de verre est recourbé à angle droit en deux endroits, savoir, en *b* et près de la boule *o*. On remplit en grande partie la boule *a*, où se trouve le thermomètre, par la pointe *e* qu'on scelle ensuite. On entoure la boule *o* de mousseline humectée d'éther. Celui-ci en s'évaporant refroidit la boule *o* et condense la vapeur d'éther qu'elle contient. De la nouvelle vapeur d'éther se développe et afflue de l'autre boule dont la température s'abaisse de cette manière et insensiblement. Pour observer plus facilement l'apparition et la disparition de la ternissure à la boule soumise au refroidissement, on a coutume de dorer une zone de celle-ci. Le thermomètre renfermé dans la boule sert à apprécier la température à laquelle chacun de ces phénomènes se produit.

DISTILLATION.

L'opération dans laquelle on réduit par la chaleur un corps liquide ou solide en vapeur qu'on condense ensuite par le froid, se nomme une distillation lorsqu'on obtient un corps liquide, et une sublimation lorsque le produit est un corps solide. Quelques substances ne passent pas par l'état liquide, tel est l'arsenic qui se transforme en vapeur avant de se liquéfier; le deuto-chlorure de mercure se fond à la vérité avant d'entrer en ébullition, mais s'obtient sous forme de dépôt solide en refroidissant la vapeur au-dessous du point de fusion. En traitant du soufre (p. 41), j'ai déjà pu mentionner les principaux phénomènes que présente la sublimation. Quelques substances n'étant pas du tout volatiles, d'autres se réduisant en vapeur à des températures très différentes, la sublimation et la distillation offrent un moyen important pour séparer les unes des autres diverses substances, et

les obtenir à l'état de pureté. Je ne décrirai ici que la distillation de l'eau et celle des substances qu'on peut distiller avec l'eau : pour ce qui regarde la sublimation ou la distillation d'autres substances j'y reviendrai plus tard, et je ferai connaître les appareils et les dispositions à employer pour chacune d'elles en particulier, en traitant de ces substances.

L'eau de fontaine, de rivière ou de pluie (cette dernière, lorsqu'elle n'a pas été recueillie immédiatement), tiennent en dissolution diverses substances, en particulier des sels, qui, n'étant pas volatils, s'en séparent par la distillation; on peut se servir à cet effet de la chaudière à vapeur que j'ai décrite ci-dessus (p. 301). Dans cette description j'ai fait connaître une méthode assez rare de chauffage; la consommation du combustible y est très complète, mais elle présente ce désavantage que la maçonnerie, qui entoure le foyer et qui en raison de son rétrécisement vers le haut s'échauffe fortement, fait perdre une quantité considérable de chaleur. J'ajoute ici la description d'un autre appareil de combustion, que l'on a reconnu comme le meilleur pour les distillations en général, et pour celles de l'eau-de-vie en particulier.

La conduite du feu se fait absolument de la même manière que dans la méthode exposée précédemment. Les deux figures 171 présentent des coupes de la chaudière par le milieu, l'une transversale l'autre longitudinale. En *e* il y a un enfoncement dans lequel se déposent ordinairement des cendres que l'on retire de temps en temps. L'échelle du dessin est telle que le diamètre de la chaudière représente une longueur de 3 pieds. On peut pourvoir la chaudière des mêmes dispositions que j'ai deja décrites ci-dessus (*p.* 301) pour s'en servir en

guise de chaudière à vapeur. Veut-on l'employer pour la distillation de l'eau ou d'autres liquides, on dévisse le couvercle et on le remplace par un chapiteau *c* (*fig* 172), dont on rend la jonction avec les bords de la chaudière parfaitement hermétique par l'interposition de disques de carton ou de feutre évidés en forme d'anneau. Si le chapiteau n'a pas les dimensions indiquées par la figure, la force de l'ébullition peut projeter une partie du liquide dans le tube de décharge *d* qui conduit la vapeur hors du chapiteau, et souiller la pureté du produit. Le tube de décharge est formé de deux parties dont l'une se trouve fixée au chapiteau et l'autre au couvercle du réfrigérant, et qui s'assemblent intimement en *d* soit à vis soit d'une autre manière. Le réfrigérant *e* consiste en un cylindre creux placé dans un grand vase rempli d'eau ; ce cylindre porte en bas un tube *i* qui traverse la paroi du réservoir d'eau et qui est muni d'un robinet. Dans le réservoir d'eau peuvent se trouver deux ou plusieurs cylindres pareils communiquant avec différens appareils. A mesure que l'eau s'échauffe, elle est remplacée par l'eau froide, qui afflue au moyen d'un tube communiquant avec le fond du réservoir d'eau *g* et avec un autre réservoir d'eau situé au-dessus du premier ; un robinet permet d'ouvrir plus ou moins ce tube, selon la force du courant dont on a besoin. De la partie supérieure du réservoir d'eau *g* sort un autre tube destiné à l'écoulement de l'eau chaude. On obtient ainsi un courant ascendant, lent et continu d'eau froide tel que la température étant au fond de 10 à 15° elle s'élève à la surface jusqu'à 70° à 80°. Lorsqu'on opère en grand, on doit faire en sorte que le contact des vapeurs avec la surface refroidissante soit aussi multiplié que possible ; c'est à

quoi l'on parvient le plus facilement en plaçant deux vases *bb* et *d* (*fig.* 173) l'un dans l'autre de manière que celui-ci s'appuie exactement sur les bords supérieurs du premier, et qu'il y ait entre les deux un intervalle large en haut, mais assez rétreci en bas pour livrer seulement aux vapeurs condensées un passage commode. Le vase *bb* se trouve au milieu d'un grand réservoir *ee* rempli d'eau. Les tuyaux *g* et *f* vont l'un jusqu'au fond de ce réservoir, et l'autre jusqu'à celui du vase intérieur *d*; ils sont terminés supérieurement en entonnoirs dans lesquels afflue continuellement l'eau réfrigérante par des tuyaux communiquant avec un grand réservoir. En *l*, à la partie supérieure du vase intérieur, et en *v*, à celle du réservoir, se trouvent des tuyaux pour l'écoulement de l'eau chaude, qu'on peut conduire dans la chaudière à vapeur pour remplacer le liquide distillé ou bien qu'on emploie à d'autres usages. Le tuyau *u* communique avec la chaudière à vapeur. Les vapeurs qui entrent en *b* se refroidissent si complétement par le contact de la surface intérieure du vase *b* d'une part, et de la surface extérieure du vase *d* d'autre part, qu'en sortant par le tuyau *c* elles ne sont presque plus chaudes. Pour les distillations ordinaires on peut également se servir de ce réfrigérant qui présente le grand avantage de pouvoir être nettoyé d'une manière aussi facile que complète. Le réfrigérant ainsi que le chapiteau doivent être en étain; les autres métaux s'oxident trop facilement. La chaudière à vapeur est en cuivre étamé intérieurement. On rejette les premières portions d'eau qui distillent, et l'on termine l'opération lorsque les trois quarts de la quantité d'eau employée ont passé. L'eau purifiée complétement par la distillation est incolore et

inodore; elle s'évapore sans laisser de tache sur une feuille de platine, et ne doit surtout présenter aucune trace de matière étrangère.

Au-delà du point d'ébullition de l'eau, ainsi que je l'ai déjà dit, la vapeur d'eau se comporte comme tout autre gaz, quant à ses propriétés physiques. Mise en contact avec d'autres substances volatiles, telles que l'huile de térébenthine, l'huile de rose et d'autres huiles de cette espèce, la vapeur d'eau en absorbera autant qu'un autre gaz quelconque à la même température. L'huile de térébenthine entre en ébullition à 155°; à 100° on peut sans erreur notable estimer la tension de la vapeur de l'huile de térébenthine à 0^m, 068 3/4 (p. 334), et déduire de là facilement combien il passe d'huile de térébenthine avec l'eau, lorsqu'on distille un mélange de ces deux liquides, en procédant dans ce calcul comme pour l'air et la vapeur d'eau (p, 336), et déterminant par la densité de la vapeur d'huile de térébenthine (5,01) et celle de la vapeur d'eau (0,62) le rapport des deux en poids. Beaucoup de substances se décomposent avant d'entrer en ébullition, d'autres sont mêlées avec des substances qui ne supportent pas cette température. Dans ces cas on y ajoute de l'eau pour que la distillation ait lieu au point d'ébullition de ce liquide; cette précaution est surtout nécessaire pour la distillation de la plupart des huiles volatiles. On arrose d'eau les substances végétales dont on veut extraire l'huile ou bien l'on fait passer un courant de vapeur d'eau à travers ces substances. A cet effet on fait arriver le tuyau à vapeur de la chaudière par en bas dans un vase cylindrique, qu'il est avantageux de choisir en étain, et au-dessus d'un fond troué pratiqué à quelque distance de celui du vase

même, et sur lequel se trouvent les herbes. Le vase est fermé hermétiquement par un couvercle muni d'un tube qu'on visse à celui du réfrigérant; en donnant au vase peu de largeur et beaucoup de longueur on peut multiplier considérablement les points de contact de la vapeur avec les herbes. Afin de n'avoir aucune difficulté à séparer l'huile et l'eau l'une de l'autre, on fait communiquer le tube d'où elles s'écoulent toutes les deux avec un tube *d* (*fig.* 174) adapté au col d'un flacon *a* muni en bas d'une tubulure dans laquelle s'adapte un tube recourbé *b* d'une hauteur égale seulement aux deux tiers de celle du flacon. Du moment que le flacon est rempli jusqu'à la hauteur du tube *b*, l'eau plus lourde s'écoule sans cesse par ce tube dans le vase *c*, d'où on la fait retourner de temps en temps dans la chaudière à vapeur; l'huile plus légère reste au contraire dans le flacon jusqu'à ce qu'elle en ait atteint la tubulure. Pour des expériences de cette espèce, qu'on veut faire en petit, on peut suspendre dans la chaudière à vapeur (alambic) un vaisseau cylindrique *a* (*fig.* 175), dans lequel se trouve à quelque distance du fond un tamis avec les herbes. On réunit le chapiteau par des boulons avec les bords du vaisseau qui s'appuie sur ceux de la chaudière à vapeur, de manière que celle-ci, le chapiteau et le vaisseau soient assemblés hermétiquement. La chaudière à vapeur et le chapiteau sont percés chacun d'un trou, dans lequel se vissent les deux branches d'un tube recourbé *b*, dont un bout descend jusqu'au dessous du tamis *c*. L'eau étant en ébullition dans la chaudière, les vapeurs se rendent par conséquent d'abord sous le tamis et n'arrivent au chapiteau qu'après avoir traversé les herbes.

Beaucoup plus compliqués sont les phénomènes que présente la distillation des liquides combinés chimiquement entr'eux ou dissous les uns dans les autres, comme par exemple celle de l'eau et de l'alcool, celle de l'acide sulfurique et de l'eau et celle d'autres liquides analogues. Les phénomènes se modifient en raison des substances que l'on traite; j'y reviendrai en m'occupant de chaque substance en particulier.

De même que la vapeur d'huile de térébenthine passe avec la vapeur d'eau, de même lorsqu'on distille de l'eau dans une cornue contenant un peu de mercure il se dégage des vapeurs de mercure avec celles de l'eau; le mercure peut donc déjà se volatiliser à 100°, par conséquent à 260° au-dessous de son point d'ébullition, et par suite exercer encore une pression déterminée; la même chose a encore lieu à la température ordinaire de l'air ainsi que je le ferai voir à propos du mercure. Des substances fixes au feu et plusieurs corps qui ne s'évaporent qu'à une température rouge très intense paraissent se distiller avec les vapeurs d'eau ou avec d'autres gaz qui se développent. Dans ce phénomène les substances ne s'élèvent cependant pas à l'état gazeux, elles ne sont entraînées que mécaniquement; c'est surtout ce qui a lieu lorsqu'elles sont dissoutes dans les liquides qui se réduisent en vapeur. En effet l'eau en ébullition lance des vésicules qui éclatent, et le liquide dont elles sont formées se convertit en vapeur avant de retomber dans le reste du bain, la petite portion de matière solide qu'elle tient en dissolution nage dès lors dans la vapeur d'eau qui se forme incessamment, et suit le courant de la même manière que des atomes, de la poussière fine ou d'autres corps légers en

général voltigent dans l'air. C'est ainsi que dans le voisinage de la mer, où la falaise projette de l'eau en écume, c'est-à-dire dans un état de division extrême, qui en s'évaporant met à nu de petites parcelles de sel marin, qu'elle tenait en dissolution ; c'est ainsi, dis-je, que ce sel peut être emporté mécaniquement par l'air agité. En distillant du soufre on remarque qu'au commencement de l'opération l'air chassé de la cornue dans le récipient charrie de la fleur de soufre. Lorsqu'on extrait promptement le gaz oxigène du chlorate de potasse, la température qui règne dans le retorte est telle que des vapeurs de chlorure de potassium peuvent se mêler au gaz oxigène. Mais à peine arrivé dans le col de la cornue, où la température est plus basse, le chlorure de potassium se sépare sous forme solide, et ce, comme il est mêlé de toute part avec beaucoup de gaz oxigène, dans un très grand état de ténuité; le gaz oxigène, qui ne discontinue pas de se développer, l'entraîne ensuite, et même en recueillant le gaz dans des cloches sur l'eau on peut y observer pendant quelque temps le brouillard blanc dû au corps solide dont il s'agit. Un phénomène semblable a lieu quand l'oxidule d'azote se développe rapidement du nitrate d'ammoniaque.

DIVISIBILITÉ DE LA MATIÈRE.

On peut se figurer un pouce cube de matière divisé en 1000, en 1000000 parties et ainsi de suite; la divisibilité imaginable de la matière n'a donc pas de limite. Or la question de savoir si les phénomènes soit physiques soit chimiques que présente la matière doivent être attribués à l'action réciproque de particules divisées

ainsi à l'infini, ou bien, si ces phénomènes peuvent s'expliquer en admettant des molécules déterminées de forme, de grandeur et de propriétés; cette question, dis-je, est d'une grande importance en ce qu'elle sert à nous donner une idée nette de la manière dont ces phénomènes ont lieu. En partant en effet d'une idée pareille on peut être conduit par les phénomènes à des lois générales, et par celles-ci de nouveau à l'explication et à la production d'autres phénomènes; c'est là la marche qu'il faut suivre pour faire des découvertes à l'aide de considérations spéculatives. Si dans l'un et l'autre de ces deux modes d'envisager la matière, le physicien et le chimiste ne veulent pas se perdre dans le dédale de la métaphysique, il faut qu'ils considèrent les phénomènes de la matière, qu'ils connaissent, comme l'astronome se rend compte des changemens que présente cette matière répandue dans l'univers; alors ils doivent se figurer les corps solides, liquides et gazeux comme formés de molécules infiniment grandes par rapport à l'infiniment petit. Aucun fait basé sur l'observation ne milite en faveur de l'hypothèse en vertu de laquelle les phénomènes physiques et chimiques seraient le résultat de l'action réciproque de particules infiniment petites; cette hypothèse n'est en outre d'aucun prix pour le scrutateur en ce qu'elle part d'un postulatum aussi peu intelligible pour l'esprit humain que l'infinité du temps ou de l'espace. Au contraire beaucoup de faits appuyés sur des expériences exactes, et que j'indiquerai à une autre occasion, corroborent l'autre hypothèse. Dans l'espace qui appartient à notre système planétaire la matière s'est agglomérée en pelotons isolés, qui sont le soleil, les planètes et leurs satellites. Nous pouvons com-

parer avec ce système un petit morceau de spath calcaire tellement divisé qu'il ne soit plus possible d'en enlever rien sans désunir l'acide carbonique et la chaux ou sans séparer l'oxigène du charbon et du calcium. Les molécules de l'oxigène, du charbon et du calcium représentent alors les globes respectifs de notre système solaire, et celles du carbonate calcaire, dont l'ensemble constitue un grand cristal, peuvent être comparées avec les groupes de différens systèmes solaires. Quoique les mêmes forces qui régissent les corps célestes, s'exercent également dans les phénomènes que présente la matière sur notre planète, nous remarquons cependant en outre un grand nombre de phénomènes dûs à des forces particulières dont la mise en jeu, ainsi que je le ferai voir tantôt par des expériences, exige un très grand rapprochement des molécules matérielles les unes des autres; de ce nombre sont l'affinité chimique et les attractions à de petites distances, d'où résulte la liquidité ou la solidité des corps. Nos instrumens ne nous permettant pas d'apercevoir les parties qui composent les corps tels que nous les supposons formés, il nous est impossible de faire aucune observation d'une manière directe sur la dimension, le poids, la forme et les rapports mutuels de ses parties; nous ne le pouvons qu'indirectement. La grande divisibilité de la matière se démontre de bien des manières. Des matières colorantes, par exemple, une dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique, étant ajoutées en petite quantité à beaucoup d'eau, chaque goutte de celle-ci paraîtra colorée. Dans chaque goutte d'une dissolution très étendue de baryte ou de ses composés l'acide sulfurique démontre la présence de ce corps avec lequel il forme une combinaison inso-

luble; la même chose s'observe encore sur une plus grande échelle en versant de l'acide hydrochlorique dans une dissolution d'argent. Le muse ou d'autres substances odoriférantes remplissent chaque partie d'un appartement de l'odeur qui leur est particulière, sans qu'il en résulte pour ses corps une perte appréciable. L'or battu n'a qu'une épaisseur de $\frac{1}{200000}$ pouce. Lorsqu'après avoir trempé un bout de tuyau de pipe dans de l'eau de savon, on forme une boule mince par une insufflation ménagée, l'on y voit jouer de belles couleurs, qui permettent de trouver que la distance de la paroi extérieure à la paroi intérieure de la boule, là où elle a le moins d'épaisseur, est environ de $\frac{1}{2000000}$ pouce, le diamètre d'une molécule d'eau qui, divisée ultérieurement, se résoudrait en oxigène et hydrogène doit donc être moindre que $\frac{1}{2000000}$ pouce. A l'aide de nos meilleurs microscopes nous pouvons apercevoir tout au plus des corps de $\frac{1}{500000}$ pouce de diamètre. On a nommé improprement *atomes* ces dernières particules matérielles, auxquelles l'observation des phénomènes a conduit les physiciens et les chimistes; mais cette expression étant usitée par toute l'Europe, la changer serait encore plus mal à propos. Seulement il ne faut pas perdre de vue ce que l'on y sous-entend; on parle de cette manière d'atomes simples et d'atomes composés, je ne développerai ici cette hypothèse que pour autant qu'elle peut nous donner une idée claire de la manière dont nous devons nous représenter la matière à l'état solide et à l'état liquide; et, à l'exception de cette fois-ci, je ne reviendrai plus sur ce sujet avant d'avoir exposé dans une division à part la philosophie de la physique et de la chimie.

PROPRIÉTÉS DES CORPS A L'ÉTAT LIQUIDE ET A L'ÉTAT SOLIDE.

Deux plaques de verre polies étant pressées fortement l'une contre l'autre contractent de l'adhérence entr'elles. Lorsqu'on met la surface d'une plaque de verre en contact avec de l'eau, on est obligé d'employer un certain effort pour l'en séparer de nouveau; on trouve que la plaque de verre est toute couverte d'humidité à la surface qui était plongée dans l'eau, de sorte que par la force employée l'on a détaché une couche d'eau du reste de la masse. Ces deux expériences, sur lesquelles je reviendrai plus tard, prouvent que dans les corps, soit solides soit liquides, il existe une force particulière en vertu de laquelle les molécules de la masse s'attirent; dans les masses solides ou liquides séparées les unes des autres, cette force, ainsi qu'il résulte des expériences précitées, n'agit que lorsqu'elles sont placées très près les unes des autres. Nous expliquons la solidité ou la liquidité des corps par cette attraction des molécules à de petites distances, et nous nous rendons compte du passage d'un corps de l'état gazeux aux deux autres états, par suite de la compression ou d'un abaissement de température, en admettant que la compression rapproche les molécules de la vapeur au point déterminé auquel elles s'attirent, et qu'un abaissement de température opère d'une part un rapprochement semblable des molécules et diminue d'autre part leur force répulsive, que nous regardons comme un effet de la chaleur. La quantité de vapeur d'eau doit être la même dans le vide ou dans un espace rempli d'air (p. 333), les molécules de cette va-

oeur restant dans l'un comme dans l'autre cas également distantes entre elles à la même température. Pour s'expliquer la gazéité d'un corps il faut supposer que l'attraction réciproque des molécules est détruite par leur répulsion, ou bien qu'il n'existe pas d'attraction du tout, de manière que les gaz ne soient retenus à la surface de la terre que par leur pesanteur, puisqu'autrement ils se répandraient dans l'espace immense en vertu de la répulsion que la loi de Mariotte établit entre leurs molécules. Dans une division à part de cet ouvrage, je reviendrai sur l'idée ue nous devons nous former de la gazéité des corps, our expliquer la loi de Mariotte, la propriété des gaz e se mêler uniformément n'importe l'inégalité de leur esanteur spécifique et d'autres phénomènes de même spèce.

La surface d'un liquide qu'on abandonne pendant uelque temps au repos après l'avoir agité, reprend ientôt une position parfaitement horizontale. On peut ire cette expérience d'une manière très-exacte en laisant quelque objet, par exemple, une ligne se réfléchir ur l'eau, et observant l'image réfléchie au moyen d'un élescope; lorsque le liquide est en mouvement, l'on obtient plus d'image claire; lorsqu'on le laisse tranuille, on observe de nouveau cette image dans toute a netteté primitive. Preuve que les molécules des liuides sont mobiles les unes sur les autres, et ce si facilement que l'équilibre se rétablit bientôt en vertu de ur pesanteur. Cette mobilité diffère suivant le corps ue l'on considère et les circonstances dans lesquelles n même corps se trouve placé. L'eau est plus fluide rès de son point d'ébullition qu'à la température ordinaire; toutes les substances, à l'exception du soufre

seulement (p. 40), paraissent acquérir plus de fluidité à une température élevée. L'éther est plus fluide que l'eau, parce qu'il entre en ébullition à une température plus basse que l'eau. Sous ce rapport se distinguent particulièrement les substances qu'on ne peut obtenir à l'état liquide que moyennant une forte pression, par exemple, le cyanogène et l'acide sulfureux liquides. On peut donc dire en général d'une substance, qu'elle est liquide, lorsque la mobilité de ses molécules lui permet de se mettre en équilibre en vertu de sa pesanteur.

Dans la plupart des substances, par exemple, l'eau, le soufre, le passage de l'état liquide à l'état solide s'effectue brusquement ; un grand nombre se ramollissent cependant et deviennent visqueuses avant de se solidifier, et dans quelques unes les mollécules sont susceptibles de déplacement même à l'état solide, comme le prouvent les corps ductiles. Pour pouvoir se former une idée juste de la solidité des corps, il est nécessaire de connaître d'abord les phénomènes qui ont lieu lors du passage de l'état liquide à l'état solide; car les substances solides étaient d'abord liquides, soit à la faveur d'un menstrue qui les tenait en dissolution, soit par suite d'une température élevée, et fort peu de substances seulement passent d'une manière brusque de l'état gazeux à l'état solide. En prenant une substance liquide, par exemple du soufre, ou une dissolution d'un sel plus soluble dans l'eau à chaud qu'à froid, par exemple, une dissolution d'alun ou de salpêtre, et la laissant refroidir jusqu'à ce qu'une partie de la substance se sépare à l'état solide on remarque que le dépôt se forme sur des endroits des parois du vase, isolés les uns des autres et principalement sur ceux qui sont raboteux. Les dépôts partiels

s'accroissent insensiblement de ce qui se sépare de la liqueur et qui s'y dépose encore à la faveur d'un courant continuel établi dans le vaisseau. Voici comment ce courant se forme : au point où le corps solide se sépare, le liquide devient spécifiquement plus léger, d'abord à cause qu'il perd un corps plus dense que lui, et ensuite parce qu'il absorbe la chaleur latente que ce corps abandonne et rend libre en changeant d'état ; le liquide déchargé ainsi s'élève donc, et une autre portion de la masse capable de céder encore quelque chose arrive en contact avec le dépôt formé. Ce phénomène a lieu ordinairement dans plusieurs régions du vaisseau et ne cesse qu'après que tout le liquide s'est pris en masse solide, ou que tout ce que le liquide ne peut plus dissoudre à la température finale s'est précipité intégralement. De ce que la solidification dépend de la température, la chaleur perdue étant incessamment réparée, soit en totalité soit en partie, par celle que dégage le liquide qui prend la forme solide, plus le refroidissement est prompt, plus la congélation est rapide, et réciproquement. En examinant le corps solide formé, on le trouve terminé par des surfaces planes. Chaque fois qu'on répète cette expérience avec la même substance et dans les mêmes circonstances, on obtient le corps solide sous la même forme, quant au nombre et à l'inclinaison des faces. Il en résulte non seulement que dans une substance solide les molécules s'attirent, mais encore que cette attraction s'opère dans des directions déterminées ; les molécules se juxta-posent régulièrement et forment des cristaux et des masses cristallines. Lorsqu'au contraire le liquide n'est pas parfaitement fluide quand il se congèle, lorsqu'il est visqueux ou

mou, si l'on veut obtenir des cristaux ou des masses cristallines, on doit le maintenir pendant long-temps à la température à laquelle il prend l'état solide, afin de laisser aux molécules, dans leur peu de mobilité, le temps nécessaire pour se grouper régulièrement; on peut de cette manière obtenir cristallisées les combinaisons de la silice avec la potasse et l'alumine, par exemple l'idocrase et plusieurs espèces de verre. Lorsqu'on le laisse refroidir plus rapidement, les molécules restent absolument dans la même position relative qu'à l'état liquide, et l'on obtient des masses vitreuses qui n'offrent aucune trace de cristallisation. Dans beaucoup de substances cristallisées, dont les molécules sont par conséquent disposées régulièrement les unes à côté des autres, on peut produire des solutions de continuité suivant des directions déterminées. En connexion avec la forme extérieure, ces directions, dans lesquelles on peut fendre les substances dont il s'agit, sont ordinairement parallèles aux grandes faces; elles se rencontrent dans toutes les parties du cristal et se retrouvent dans les moindres parcelles, aussi loin que nos instrumens nous permettent de pousser la division. L'arrangement régulier des molécules a donc lieu dans toute la masse du cristal. Je développerai dans une division à part les phénomènes qu'on a observés sous ce rapport, et la relation qui existe entre la forme cristalline des corps et leur composition chimique. Les grandes masses qui ont subi la fusion préalable, le verre par exemple, ne présentent pas de structure régulière des molécules, ou bien, la cristallisation s'étant effectuée à partir de différentes positions, consiste en un réseau de cristaux, comme le soufre nous en a déjà offert un exemple (p. 37); le plomb, l'étain,

l'argent, l'or et d'autres substances, sont dans le même cas. On nomme *force de cohésion* la force avec laquelle les molécules adhèrent ensemble; on la détermine en suspendant des poids à des tiges ou des fils jusqu'à ce qu'on arrive à un poids qui les rompe subitement. Un fil d'or de $^3/_{10}$ ligne de diamètre a supporté avant de se rompre, 16 $^1/_2$ livres, un fil d'argent de même diamètre 20 $^{11}/_{16}$ livres, un fil de fer de $^1/_3$ ligne de diamètre, 60 livres.

Quelques corps étant comprimés, dilatés ou courbés (dans un corps courbé il y a dilatation à la partie convexe et compression à la partie concave), les particules ne se déplacent pas d'une manière durable, mais reprennent tout à fait leurs positions primitives, lorsque la force employée a cessé son action; comme on peut facilement s'en convaincre en prenant une tige de verre et la courbant jusqu'à un point voisin de sa rupture. De telles substances sont appelées *parfaitement élastiques*. D'autres substances au contraire reprennent à la vérité leur forme naturelle après avoir été comprimés légèrement; mais lorsque la force qui tend à les déformer dépasse une certaine limite, le retour vers l'arrangement primitif n'a plus lieu, ils s'allongent ou se raccourcissent d'une manière durable, leurs mollécules se déplaçant tout-à-fait. Le poids dont on peut charger une substance sans qu'elle cesse de reprendre sa figure naturelle après qu'il a été retiré, se nomme *la limite* de la parfaite élasticité. Cette limite étant franchie, la rupture n'a pas encore lieu, car l'expérience a prouvé qu'on étend cette limite en la dépassant, de sorte qu'on peut alors employer un effort tant soit peu plus grand, sans enlever au corps la propriété de revenir à sa forme primitive après l'action. Ces phénomènes ayant lieu dans des

tiges ou dans des corps de toutes dimensions, qu'on les comprime ou qu'on les étende, ou bien qu'appuyés par leurs deux extrémités, on les tiraille par le milieu, l'étude de la cohésion et de l'élasticité est d'une grande importance pour l'architecte, le mécanicien et le mineur.

Lorsqu'on courbe un fil ou une tige en dépassant la limite de leur élasticité, il est évident que leurs molécules changent de position relative : d'où il résulte que les molécules des corps solides peuvent glisser les unes sur les autres ; c'est ainsi qu'une balle de plomb ou de cuivre est susceptible d'être aplatie par le martelage. Les corps parfaitement élastiques ne possèdent pas cette propriété ; ils sont, comme on dit, cassans. Ceux au contraire qui se laissent étendre sont appelés ductiles (souples). La ductilité est très importante dans les métaux ; l'or, l'argent et le cuivre la possèdent au suprême degré. L'or est réductible en feuilles de $\frac{1}{200000}$ pouce d'épaisseur ; des mélanges étrangers changent cependant cette propriété. Un traitement particulier, un refroidissement lent ou prompt à une température basse ou élevée, la modifient aussi considérablement. En m'occupant de différens métaux, j'insisterai sur cette propriété, qui les fait servir à une foule d'usages, qui permet, par exemple, de les tirer en fils, de les étendre en lames, d'en confectionner divers ustensiles. On peut aussi étendre les métaux, les gros morceaux surtout, au point de les déchirer, de manière qu'ils se trouvent alors dans le même état que les corps parfaitement élastiques courbés jusqu'à la rupture ; le métal étant alors échauffé se dilate, ses molécules s'écartent les unes des autres, et se juxta-posent par le refroidissement, de

manière que la tension cesse pour ainsi dire. Dans les opérations de laminage ou d'étirage à la filière, on doit répéter très fréquemment ce recuit sur les métaux.

Quelques substances présentent une parfaite transition de la ductilité à l'état mou et liquide. Ductile à la température ordinaire, le fer se ramollit à une température rouge, intense et prend facilement telle forme qu'on veut lui donner. Deux morceaux de fer chauffés au rouge, étant appliqués l'un sur l'autre, se laissent pétrir ensemble de manière à ne former qu'un tout; cette opération, qu'on nomme *souder*, dépend de l'état mou et ne peut s'effectuer sur les métaux qui ne présentent pas cet état. La grande mollesse qu'acquièrent le sélénium à 100° et le verre à une faible température rouge, laisse encore à la masse une ténacité qui permet de tirer ces substances en fils excessivement déliés; la confection des différens vaisseaux de verre nécessite cet état. Quelques substances ne sont molles qu'entre des températures très rapprochées les unes des autres; le potassium, par exemple, est cassant à 0°, ductile à 10°, mou à 15° et liquide à 55°; d'autres substances présentent cet état à des températures qui peuvent varier de plusieurs centaines de degrés. Le fer se ramollit au rouge et n'entre en fusion qu'à la température la plus élevée de nos fourneaux. A propos du fer, je ferai voir en particulier pourquoi de petites quantités de matières étrangères peuvent diminuer de beaucoup la cohésion.

Même dans les corps cassans à l'état solide, un certain déplacement des particules est possible; c'est ce qu'on remarque de la manière la plus frappante dans les corps dimorphes (c'est-à-dire dans les corps qui peuvent

affecter deux formes cristallines), lors de la cémentation. J'ai déjà dit précédemment que lorsqu'une substance liquide se solidifie, ses molécules se placent dans des directions déterminées les unes à côté des autres; dans quelques corps cet arrangement diffère avec la température. Le soufre, par exemple, prend à 111° une forme différente de celle qu'il revêt à 15°; les cristaux de soufre obtenus à 111° perdent en peu de jours leur transparence à la suite d'une autre disposition des particules. En échauffant à environ 40°, dans de l'huile, un cristal de sulfate de magnésie ou de sulfate de zinc, on remarque que des raies opaques se propagent dans le cristal transparent jusqu'à ce que celui-ci ait acquis une opacité complète; en le cassant on trouve dans son intérieur une contexture tout-à-fait différente de celle d'auparavant. Après avoir exposé pendant quelques jours à la lumière du soleil des cristaux de sulfate de nickel, formés à la température moyenne de l'air, on trouve en les cassant, qu'il s'est produit dans leur intérieur des cristaux nouveaux, déterminables et d'une forme différente de celle des précédens. Ce phénomène a lieu avec plus ou moins de promptitude selon les substances que l'on considère. L'acide arsénieux fraîchement préparé est transparent comme le verre, et ce n'est qu'après des années qu'il devient opaque sans changer de composition. Ces phénomènes ont donc pour cause un autre arrangement des molécules, les unes relativement aux autres, qui s'effectue malgré l'état solide de la masse.

En exposant en vase clos, à une forte chaleur rouge, un morceau de fer enveloppé de poudre de charbon, on obtient après un certain temps une combinaison de charbon et de fer sans que celui-ci ait subi la fusion;

la couche extérieure du fer s'unit avec le charbon, et la combinaison formée cède de son charbon à la couche de fer la plus voisine, de sorte que le charbon pénètre ainsi de proche en proche jusqu'au centre du morceau de fer. On peut se représenter cette intromission comme celle de la chaleur dans les corps solides. Ce procédé se nomme cémentation. La combinaison ainsi obtenue conserve la forme des morceaux employés; une telle combinaison étant placée sur du chlorure d'argent fondu et arrosé d'eau, le fer s'unit avec le chlore, se dissout dans l'eau, et le charbon qui était combiné avec le fer, reste sous la forme de l'échantillon sur lequel on a opéré. Une classe de pseudo-cristaux se forme indubitablement de la même manière dans la nature; c'est ainsi qu'on trouve des cristaux de la forme du spath pesant (sulfate de baryte), et qui consistent en silice. Quelquefois la silice s'est si bien substituée au spath pesant, que les cristaux ont des faces brillantes; mais quelquefois ils présentent aussi d'une manière très-distincte un grand nombre de très petits cristaux de quartz dont l'ensemble revêt la forme d'un grand cristal de spath pesant. On peut parfois deviner le mode de formation de ces pseudo-cristaux; néanmoins cette prévision est impossible dans le plus grand nombre des cas, la cause de cette formation ne pouvant plus être observée. C'est ainsi qu'on trouve du carbonate calcaire, du carbonate d'oxidule de fer ou de la silice affectant entièrement la forme de corps organisés, par exemple, du bois, sans qu'il y ait la moindre trace de matière organique; ces corps nommés *pétrifications*, se sont formés aussi par une cémentation semblable. Ces pétrifications diffèrent de celles qui ne sont que des moules remplis

ou de simples empreintes, et sur lesquelles je reviendrai à une autre occasion.

L'adhérence des molécules (la cohésion) dans un corps solide provient donc d'une force particulière qui n'agit que quand les molécules sont très rapprochées les unes des autres. Après qu'on a mis en deux un corps solide, les bouts appliqués ensemble n'adhèrent plus l'un à l'autre parce que les faces défigurées par la rupture ne peuvent plus se rapprocher assez pour que cette attraction ait lieu. Mais mieux on polit leur surface, plus ils adhèrent lorsqu'on les assemble. Si l'on prend deux plaques de verre d'un pouce carré de surface (fig. 176), bien planes et bien polies, qu'on les fasse glisser l'une sur l'autre en les pressant avec force pour qu'elles se touchent le plus exactement possible, on remarque qu'on ne peut plus les séparer par une force de plusieurs livres. Pour cette expérience, on peut mastiquer à la surface extérieure de chaque plaque un disque de laiton muni d'un anneau, suspendre l'un des anneaux et charger l'autre de poids. Dans les fabriques, les glaces de miroir appliquées très exactement les unes sur les autres, se joignent quelquefois si intimement ensemble qu'on ne peut plus les séparer sans les briser; car deux glaces ainsi juxtaposées étant désunies violemment, il reste toujours des morceaux de l'une sur la surface de l'autre. La glace supérieure étant entamée par un diamant, la fente se propage à travers les autres, de sorte que ces plaques de verre forment une masse parfaitement cohérente et peuvent être travaillées comme telle. On peut faire plus facilement cette expérience avec deux disques de plomb, sur chacun desquels on vient de former une petite facette plane avec un couteau et ayant chacun du côté

opposé à la facette un trou dans lequel est fixé un crochet. Après les avoir réunis par les facettes en les faisant glisser l'un sur l'autre (*fig.* 177), on peut y suspendre 20 à 30 livres sans qu'ils se séparent quand bien même la surface de contact n'est pas très grande. Lorsqu'on arrache les disques l'un de l'autre, la cassure crochue qui en résulte fait voir qu'ils étaient réunis en une masse d'une cohérence pareille à celle qu'ils auraient eue si on les avait fondus ensemble.

PHÉNOMÈNES PRODUITS PAR L'ATTRACTION RÉCIPROQUE LORS DU CONTACT DE DEUX CORPS SOLIDES.

La même force qui sollicite les unes vers les autres les molécules d'une même substance s'exerce aussi entre des molécules de nature différente; c'est ainsi qu'une plaque de verre peut adhérer à une plaque de quartz bien polie. L'expérience que nous venons de faire avec deux disques de plomb réussit tout aussi bien avec un disque de plomb et un disque d'étain ; l'écriture avec la craie, le dessin, l'art de l'imprimeur, la lithographie, en général la coloration de diverses substances et d'autres arts et phénomènes innombrables, ont ce principe pour fondement. La force d'attraction moléculaire agit avec d'autant plus d'énergie que le contact de deux substances est plus parfait. Lors donc qu'après avoir répandu sur un corps solide une substance à l'état liquide, on laisse refroidir celle-ci, la jonction est quelquefois assez intime pour surpasser la cohésion du corps solide lui-même. Deux objets en verre, par exemple, étant lutés ensemble avec de la cire à cacheter, si l'on essaie à les séparer l'un de l'autre, au lieu de détacher le verre de la cire à ca-

cheter on arrache parfois des éclats du verre. La colle dont on enduit un disque de verre, et qui se contracte par la dessiccation, adhère au verre avec une telle force, que dans son retrait elle emporte aussi des morceaux de ce corps. En frottant l'un contre l'autre deux corps doués d'une pareille attraction réciproque, quelque polies que soient leurs surfaces, on remarque une résistance sensible, à laquelle on donne ordinairement le nom de résistance du frottement; quoique ce terme soit plus particulièrement consacré à l'obstacle qu'une surface raboteuse oppose au mouvement. Ce frottement est ordinairement plus fort entre les corps de même nature qu'entre ceux qui diffèrent chimiquement; voilà pourquoi l'on fait de métaux différens, par exemple, d'acier et de laiton, deux parties d'une machine, qui doivent glisser l'une sur l'autre. L'usage des luts, de la colle, l'étamage des glaces et en majeure partie l'application du mortier dépendent de cette attraction à de petites distances; lorsqu'on soude, dore, argente ou étame les métaux, opérations sur lesquelles je reviendrai à propos des alliages métalliques, l'un des métaux se combine chimiquement avec l'autre, à la surface de contact, ou bien se fond avec lui. Je reviendrai sur le mortier en traitant des terres.

PHÉNOMÈNES PRODUITS PAR L'ATTRACTION RÉCIPROQUE LORS DU CONTACT DE DEUX LIQUIDES OU D'UN LIQUIDE ET D'UN CORPS SOLIDE. — LA CAPILLARITÉ.

On peut mesurer l'effort qu'il faut employer pour séparer une surface déterminée d'eau d'une autre (p. 350), en substituant à l'un des plateaux d'une balance une

plaque de verre, ou d'une autre matière qu'on fait toucher exactement à la surface de l'eau, et en ajoutant des poids dans le plateau opposé jusqu'à ce que la plaque de verre soit soulevée (*fig.* 178). Par exemple, pour vaincre l'adhésion d'un disque de plomb de 118$^{m. m.}$366 de diamètre à de l'eau à 8°,5, il a fallu 59,4 grammes. Le poids qu'on doit enlever pour équilibrer le plateau et la plaque de verre a donc servi à séparer l'eau adhérente à cette plaque de celle contenue dans le bocal; cette expérience fait donc connaître la cohésion des particules d'eau. En remplaçant la plaque de verre par une plaque métallique, d'argent par exemple, amalgamée à sa surface inférieure (on nomme amalgame une combinaison chimique du mercure avec d'autres métaux), on peut déterminer de la même manière la cohésion du mercure. La couche mince d'eau dont on a couvert une plaque de verre y restant adhérente, à cause de l'attraction du verre sur l'eau, plus grande que la pesanteur de celle-ci, on peut placer verticalement une surface mouillée de toute grandeur, sans que l'eau s'en sépare. Lorsqu'après avoir rapproché jusqu'à un certain point l'une de l'autre deux pareilles plaques de verre mouillées, on les plonge dans l'eau, celle-ci s'élève entre les deux, attirée seulement par l'eau qui humecte les plaques de verre. La hauteur qu'elle atteint fournit un second moyen de déterminer la cohésion de l'eau liquide. Si l'on substitue aux deux plaques un tube de verre nettoyé avec soin et humecté intérieurement, l'eau s'y élève par la même raison. Ces phénomènes, observés pour la première fois dans des tubes étroits (capillaires), ont été désignés sous le nom de capillarité; ce que l'on observe dans les tubes n'est donc qu'une classe particu-

lière des phénomènes dus à l'attraction réciproque des particules matérielles. La hauteur à laquelle l'eau se porte dans les tubes étroits dépend de leur diamètre. Dans un tube étroit, elle s'élève à une plus grande hauteur que dans un tube large (*fig.* 179) (des expériences scrupuleuses ont prouvé que les hauteurs sont en raison inverse des diamètres des tubes); l'ascension de l'eau à 10° est de $0^{m.},03$ dans un tube d'un millimètre de diamètre, de $0^{m.},3$ dans un tube de $1/_{10}$ de diamètre, et de $3^{m.}$ dans un tube de $1/_{100}$ de millim. de diamètre. L'épaisseur des parois des tubes de verre n'influe pas sur l'élévation de l'eau, cette attraction n'a donc lieu qu'à de petites distances. Toutes circonstances égales, l'eau est parmi les liquides celui qui s'élève le plus dans les tubes de verre, ceux-ci ayant $1^{m.\,m.},29$ de diamètre et la température étant de 10°, l'eau atteint une hauteur de $23^{m.\,m.},16$, l'alcool d'une densité de 0,819, une hauteur de $8^{m.\,m.},19$ et l'huile de térébenthine une hauteur de $8^{m.\,m.},9$. L'élévation décroît à mesure que la température s'élève; dans un tube de $1^{m.\,m.},3$ elle est de $23^{m.\,m.},5$ à 2° et de $22^{m.\,m.},8$ à 19°. Les vaisseaux qui dans les plantes conduisent la sève des racines aux diverses parties du végétal ayant un diamètre plus petit encore que $1/_{100}{}^{m.\,m.}$, on peut déjà augurer de la vitesse ascensionnelle de la sève. Plus le tube est étroit, plus l'ascension y a lieu promptement, et il n'est pas invraisemblable que les mouvemens observés dans la sève de cellules enfermées de la chara et d'autres plantes proviennent du liquide qui s'élève dans les parois des cellules. Souvent on peut même tirer parti de la grande force avec laquelle les vaisseaux du bois s'abreuvent d'eau; que l'on enfonce des coins de bois séchés au feu dans un sillon pratiqué jusqu'à une profondeur déter-

minée, au milieu d'un bloc de granit, et qu'on les arrose d'eau, les tubes qui constituent le bois, imbibent ce liquide avec une telle force, et augmentent par suite tellement de volume, que tout le bloc éclate suivant la direction de l'entaille. C'est à cette même capillarité qu'il faut attribuer le rétrécissement des cordes, alors qu'on les mouille, l'absorption de l'eau par le papier et d'autres substances, l'ascension de ce liquide au travers du sable humide, l'attraction que les corps pulvérulens et les argiles exercent sur l'eau. Je reviendrai incessamment sur les deux derniers phénomènes en traitant de la manière dont les corps solides se comportent à l'égard des gaz. J'ai déjà fait voir précédemment que l'application des mèches est fondée sur leur capillarité. L'efflorescence et la végétation des sels sont aussi une suite de la capillarité. La dissolution d'un sel s'élève un peu le long des parois du bocal, l'eau s'évapore, et le sel dissous se dépose sur les parois; dès lors le liquide peut s'élever davantage entre les parois et le sel séparé, et tandis que ce phénomène se répète souvent, la dissolution franchit les bords du bocal et finit même par s'en écouler, le sel séparé sur les parois faisant l'effet d'un siphon en vertu de sa capillarité. Ce qui se passe entre les parois et le sel séparé, se reproduit entre les molécules de ce sel; on dit alors que le sel *s'effleure*. Les *dendrites* ainsi nommés résultent aussi du même mode de formation.

Un liquide dont les molécules ne seraient sollicitées que par leur attraction réciproque, présenterait une forme parfaitement sphérique; mais lorsqu'étant placé sur un support, sa partie supérieure est déprimée par la pesanteur, sa forme s'écarte d'autant plus de la sphé-

ricité que sa masse est plus considérable, de sorte que la rotondité presque parfaite ne s'observe que dans de très petites gouttes. Lorsqu'après avoir divisé en petits globules une goutte de mercure placée sur une feuille de papier, on touche un de ces globules avec une tige de verre, le mercure y adhère: preuve que ce métal est attiré par le verre. En faisant avec une plaque de verre sur le mercure la même expérience que nous avons faite sur l'eau (p. 362), on peut s'assurer qu'il faut également une certaine force pour séparer la plaque de verre du mercure; néanmoins la plaque n'entraîne pas de mercure. Cette expérience fait voir aussi qu'il y a, à la vérité, attraction entre le verre et le mercure; mais que la cohésion des molécules du mercure l'emporte sur cette attraction : voilà pourquoi aussi le mercure qui reste suspendu à la tige de verre conserve sa forme arrondie. Si on fait flotter une boule de verre sur le mercure, celui-ci s'abaissera autour d'elle en décrivant une courbe convexe (*fig.* 180). La convexité de la courbe résulte de l'attraction mutuelle des particules du mercure, tout comme la forme globuleuse des gouttes, chaque point de la courbe pouvant être considéré comme une petite quantité de mercure, qui, placée sur du verre, formerait une figure sphérique et se réunirait avec lui au point de contact. Deux boules qui flottent sur le mercure étant rapprochées l'une de l'autre, au point que leurs courbes convexes respectives se coupent (*fig.* 181), le niveau de mercure entre les deux boules sera plus bas que dans le reste du bain. Ici le mercure éprouve évidemment une dépression. Si l'on substitue aux boules deux plaques ou deux tiges susceptibles d'être rapprochées à volonté (*fig.* 182), l'abaissement du mercure entre les deux sera

en raison inverse de leur distance mutuelle. Lorsqu'on plonge un tube creux dans le mercure, celui-ci occupe un niveau plus bas à l'intérieur qu'à l'extérieur, plus bas, par exemple, de 8m. m.,2 dans un tube de 2m. m. de diamètre intérieur. Quant à l'influence de l'air sur ce phénomène, je la signalerai tantôt. Bien entendu que les liquides forment dans un tube une surface convexe ou concave, suivant qu'ils s'y tiennent plus bas ou plus haut qu'à l'extérieur; pour ce dernier cas, on peut faire avec une boule de verre creuse, placée sur l'eau (*fig.* 183), qui s'élèvera autour d'elle, avec une plaque ou un tube de verre, les mêmes expériences que je viens de décrire relativement au mercure.

LA DISSOLUTION.

Deux liquides peuvent présenter trois cas, quant à leur attraction réciproque. L'attraction moléculaire de chaque liquide surpasse celle que l'un des liquides exerce sur l'autre; par exemple, l'eau forme des gouttes sur le mercure, ou bien, l'attraction des molécules de l'un des liquides entre elles, surpassant l'attraction mutuelle de ce liquide et de l'autre, l'action réciproque des molécules dans l'autre liquide est plus faible que celle des deux liquides l'un sur l'autre. C'est ainsi que se comportent entre eux le mercure et l'acide sulfurique, l'eau et l'huile de térébenthine ou de rose; l'huile de térébenthine, loin de former des gouttes sur l'eau, et sans se mêler avec cé liquide, s'étend à sa surface avec la plus grande rapidité en une couche excessivement mince. Enfin, l'attraction mutuelle des deux liquides peut être plus forte que celle exercée par les molécules de chaque

liquide les unes sur les autres. Dans ce cas, qui est le troisième, les deux liquides se pénètrent réciproquement, et se mêlent d'une manière si intime, que toutes les parties du mélange contiennent exactement la même quantité de chaque liquide. Telle est l'action réciproque de l'eau et de l'alcool, de l'alcool et de l'éther, de la plupart des acides et de l'eau, ainsi que d'une foule d'autres liquides qu'on mêle ensemble. La plupart peuvent être mêlés en toute proportion, la solubilité de quelques-uns seulement a un terme passé lequel le mélange refuse l'addition d'une nouvelle dose de l'un ou de l'autre liquide; c'est ainsi que l'eau, par exemple, ne peut dissoudre que dix pour cent d'éther: dans ce mélange, l'attraction réciproque des molécules l'emporte donc sur leur attraction pour celles de l'éther.

L'action réciproque d'un corps solide et d'un corps liquide est absolument semblable à celle qu'on observe lors du contact de deux liquides. Si dans le corps liquide aussi bien que dans le corps solide, les molécules exercent entre elles une attraction prédominante, celui-ci ne sera pas mouillé; si l'attraction mutuelle du corps solide et du corps liquide prédomine sur la cohésion du liquide, il y aura mouillure: mais si l'action qu'exercent l'un sur l'autre le corps solide et le corps liquide, est plus forte que l'attraction réciproque des molécules dans chacun de ces deux corps, ceux-ci se mêlent intimement, le corps solide se liquéfie et se dissout, ses molécules s'insinuant entre celles du liquide et s'y distribuant d'une manière uniforme. La solubilité des corps solides a un terme semblable à celui de la solubilité de l'éther dans l'eau. Ce terme s'appelle *point de saturation* du liquide. Dans cet état, il y a donc équilibre entre

la force attractive du liquide pour le solide d'une part, et celle des molécules de ce dernier entr'elles d'autre part. La cause de cet équilibre ou de ce point de saturation est liée à celle de l'attraction à de petites distances, par conséquent à celle de l'état gazeux, liquide et solide des corps. Ainsi que je l'ai déjà dit, je reviendrai à une autre occasion sur la réponse à cette question, que nous ne pouvons résoudre que par une hypothèse embrassant les phénomènes de l'électricité. A ces questions appartient la suivante : Tous les liquides pouvant servir de menstrues pour tous les corps solides, comment se fait-il que ces derniers ne se dissolvent que dans un liquide ou dans quelques-uns tout au plus? Le mercure ou tout autre métal en fusion dissout un grand nombre de métaux, mais se refuse à la dissolution des sels. L'eau dissout beaucoup de sels et d'autres substances, mais point de métaux. Quelques sels insolubles dans l'eau sont solubles dans les acides; d'autres, par exemple, le sulfate de baryte, ne sont solubles ni dans l'eau ni dans les acides; quelques-uns, comme l'hydrochlorate de chaux, sont très largement dissous par l'eau; d'autres, par exemple, le carbonate de baryte ou de magnésie, ne le sont que très faiblement. Toutes ces données ne sont qu'expérimentales, elles doivent être rangées parmi les propriétés les plus importantes des corps; j'y reviendrai donc d'une manière spéciale plus tard, en traitant de chacune des substances en particulier.

La solubilité des différens corps dans l'eau est d'une grande importance, tant dans les recherches scientifiques, que dans la pratique; c'est ce qui l'a fait examiner avec beaucoup de soin et déterminer rigoureusement pour un grand nombre de substances. Deux liquides

qu'on mêle se contractent avec dégagement dechaleur. 53,939 parties en volume d'alcool, étant ajoutées à 49,836 parties d'eau, les deux liquides se condensent tellement, qu'au lieu de donner 103,775 parties, ils n'en fournissent que 100, en même temps, on remarque une élévation de température; le même phénomène accompagne la mixtion d'autres liquides. Le salpêtre, dépouillé d'eau par la fusion, se précipite au fond d'un bain du même corps fondu dans lequel on le projette. Le sel de cuisine jouit de la même propriété. L'un et l'autre se dilatent donc en se fondant. Les dissout-on au contraire dans l'eau, l'espace occupé par la dissolution sera un tant soit peu moindre que le volume de chacun des deux sels et de l'eau pris isolément; il y aura donc contraction. L'expérience peut se faire dans un flacon *a* (*fig.* 184), contenant l'un des sels dont il s'agit; qu'on remplisse ce flacon d'eau, et qu'on le ferme avec un tube de verre dans lequel joue une goutte d'eau *o b* servant d'index, on remarquera que l'index avance du côté du liquide à mesure que le sel se dissout insensiblement. Le sel ammoniac au contraire donne lieu à une dilatation en se dissolvant. C'est en cela que réside à n'en pas douter, le motif pour lequel les substances absorbent des quantités si différentes de chaleur lors de leur dissolution; car le sel de cuisine, par exemple, considéré isolément, prend la majeure partie de la chaleur dont il a besoin pour se liquéfier, de celle que la diminution de volume met à nue. Outre cette source de chaleur produite par la contraction, il y en a vraisemblablement encore une autre. En effet, plusieurs substances étant humectées d'eau, d'esprit-de-vin et d'autres liquides, développent de la chaleur et en même temps de l'élec-

tricité, qui est probablement en connexion avec l'autre; la chaleur produite ne s'élevant dans le plus grand nombre de cas qu'à $^1/_4$, $^1/_3$ ou $^1/_2$ degré, n'est que peu sensible. Néanmoins, lors de l'humectation de substances animales ou végétales, avec de l'eau, elle peut atteindre 2 à 5°, comme on peut le voir en entourant la boule d'un thermomètre de cambrai sec, (sorte de tissu en lin) et y faisant arriver de l'eau goutte à goutte. Je reviendrai sur cet objet.

La dissolution et la capillarité provenant de la même cause, il va sans dire que la pesanteur spécifique des substances n'influe aucunement sur le phénomène qui nous occupe, de sorte qu'un corps pesant se divise tout aussi uniformément dans un liquide qu'un corps léger. Le deutochlorure de mercure est à peu près six fois aussi pesant que l'eau, néanmoins il y en a autant au fond qu'à la surface d'une dissolution aqueuse. Pour se mettre entièrement à l'abri des vicissitudes de la température durant l'expérience, on a exposé dans des caves de longs tubes remplis de dissolutions, et l'on a trouvé que le liquide, soit saturé soit étendu, contenait exactement la même dose de la matière dissoute à la partie supérieure comme à la partie inférieure.

La température exerce une grande influence sur le pouvoir dissolvant de l'eau, ainsi que sur celui des liquides en général; la plupart des substances se dissolvent d'autant mieux que la température est plus élevée, par exemple, le salpêtre et le chlorate de potasse sont beaucoup plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide. La solubilité du sel de cuisine est au contraire la même à toutes les températures. La chaux est même plus soluble à la température ordinaire qu'à chaud; le

sulfate et le séléniate de soude sont le plus solubles à 33°. La dissolution contient des quantités d'autant moindres de ces sels, que la température s'éloigne davantage de 33°, n'importe de quel côté. Le sulfite de soude montre quelque chose de semblable; je reviendrai sur ce phénomène dans l'histoire même de ces sels. Le meilleur moyen de se former une idée de ces rapports de solubilité consiste dans l'usage d'une construction graphique (*fig.* 185); les nombres placés dans la colonne antérieure indiquent les quantités respectives d'un sel, qui peuvent se dissoudre dans 100 parties d'eau aux températures désignées par les nombres de la colonne inférieure; les droites verticales concernent donc la température, et les droites horizontales la quantité soluble dans 100 parties d'eau. La ligne qui représente la solubilité du sel de cuisine coupant les droites verticales toujours au même point, savoir à la division 37, il en résulte que 100 parties d'eau peuvent dissoudre 37 parties de sel de cuisine, quelle que soit la température. La courbe de solubilité du chlorure de barium coupant la verticale qui indique 0° à la division 31 et celles qui correspondent à 55° et 110° respectivement aux divisions 45 et 61; 100 parties d'eau dissolvent 31 parties de chlorure de barium à 0°, 45 parties à 55° et 61 parties à 110°.

On a cherché vainement jusqu'ici une loi qui détermine l'accroissement de la solubilité avec la température.

L'eau pure qu'on ajoute à une dissolution aqueuse et concentrée d'une substance, enlève à celle-ci une portion suffisante de la substance dissoute pour que cette substance soit également répartie dans toute la masse liquide. On peut même rendre sensible la force avec laquelle ce phénomène s'accomplit. Qu'on remplisse en

effet une vessie d'alcool étendu, qu'on la suspende à l'air libre après l'avoir close avec une ficelle, l'eau s'évaporera à travers les parois de la vessie, et l'alcool se concentrera; les parois de la vessie sont donc plus perméables à l'eau qu'à l'alcool. Cela posé, qu'on ficelle une vessie autour de l'un des bouts d'un tube de verre ouvert *e* (*fig.* 186), de manière à le fermer exactement; et après y avoir versé de l'alcool anhydre (absolu), qu'on l'enfonce assez profondément dans un bocal contenant de l'eau, pour que le niveau des deux liquides soit le même dans le bocal et dans le tube; au bout de quelques jours le liquide *c* sera plus élevé dans le tube qu'à l'extérieur, de sorte que par sa tendance à se mêler avec l'eau, l'alcool fait monter ce liquide à travers la vessie avec une force capable de balancer la pression d'une colonne déterminée de liquide. Si l'on verse de l'eau dans le tube de verre et de l'alcool dans le bocal, après un certain laps de temps le niveau du liquide *c* (*fig.* 187), sera plus bas dans le tube de verre que dans le bocal. Les dissolutions des corps solides dans l'eau présentent les mêmes phénomènes; si l'on verse, par exemple, dans le tube de verre *a* une dissolution concentrée de sulfate de cuivre, après quelque temps, le liquide du tube de verre sera élevé au-dessus de celui du bocal.

Plusieurs dissolutions concentrées présentent la propriété remarquable qu'étant mêlées (considérons pour fixer les idées deux dissolutions aqueuses), l'attraction mutuelle de l'une et de l'eau qui contient l'autre substance, est tellement prépondérante que celle-ci se sépare. Lorsqu'on ajoute de l'acide nitrique à une dissolution de nitrate de baryte, le corps dissous se précipite; la même chose arrive quand on traite par l'acide

hydrochlorique une dissolution de chlorure de barium. Voilà pourquoi les dissolutions de beaucoup de sels dans l'eau sont précipitées par l'alcool, et que celles des résines, de l'iodure de carbone et d'autres substances dans l'alcool le sont par l'eau. Lorsque la solubilité dans l'eau diffère avec la température, les phénomènes varient en conséquence. Le sel de cuisine est plus soluble à chaud qu'à froid dans une dissolution d'hydrochlorate de chaux, parce que l'hydrochlorate de chaux ayant besoin d'une plus grande quantité d'eau pour se dissoudre, lorsque la température est plus basse que lorsqu'elle est élevée, enlève au sel de cuisine l'eau dans laquelle il était dissous. Souvent une dissolution saturée peut encore dissoudre d'autres sels. Une dissolution saturée de salpêtre dissout encore du sulfate de soude, et une dissolution pareille encore un troisième et un quatrième sel; cela provient cependant quelquefois d'une décomposition. Des phénomènes aussi compliqués, quelque nombreuses que soient les modifications dont ils sont susceptibles, n'offrent aucun intérêt général; en conséquence, je ne les exposerai qu'en traitant de chaque substance.

Une température élevée, lorsque la substance solide y est plus soluble, favorise la dissolution; et il en est de même quant à l'agitation et à l'ébullition du liquide, ces opérations ayant pour effet d'amener constamment une autre partie du menstrue en contact avec la substance solide, et enfin quant à la pulvérisation de la matière solide, d'où résulte un contact plus multiplié avec le liquide. C'est ce qu'on peut montrer le plus facilement avec le sulfate de cuivre qui jouit de l'avantage de donner une dissolution colorée.

Pour extraire de nouveau le corps solide de sa dissolution, dans l'eau par exemple, on doit évaporer le liquide; s'il est également soluble dans l'eau froide et dans l'eau chaude, il se sépare durant l'évaporation; s'il est plus soluble dans l'eau chaude, on continue l'évaporation, jusqu'à ce qu'il commence à se former des cristaux, qui apparaissent ordinairement sous forme de pellicule à la surface, et on laisse refroidir la dissolution; ce qui n'est plus soluble à cette basse température se cristallise alors. Une dissolution saturée de sulfate de magnésie commençant à donner des cristaux à 110°, température à laquelle 100 parties d'eau dissolvent 78 parties de sulfate de magnésie, une telle dissolution, dis-je, étant abandonnée au refroidissement jusqu'à ce que sa température ne soit plus que de 10°, alors 100 parties d'eau ne dissolvent que 31 parties de sulfate de magnésie, 47 parties se prennent en cristaux. On nomme *eau-mère* le liquide qui reste. On l'évapore à plusieurs reprises en la laissant cristalliser chaque fois; elle contient ordinairement des substances étrangères en dissolution, lorsqu'on se propose de séparer par voie de cristallisation plusieurs substances les unes des autres. En laissant refroidir lentement une dissolution, on obtient de grands cristaux qui résultent de la juxta-position de plusieurs groupes renfermant ordinairement des cavités où se loge un peu d'eau-mère, de sorte que si l'on veut obtenir à l'état de pureté parfaite un corps qui cristallise, il faut prévenir la formation de grands cristaux, en brassant le liquide durant la cristallisation. On emploie ce moyen pour le sucre, le salpêtre et plusieurs autres substances.

La solubilité d'un corps solide dans un menstrue,

étant fondée sur l'attraction réciproque des molécules du corps solide et de celles du menstrue, il s'en suit que, si l'on met en contact avec la dissolution un corps solide, exerçant également une attraction sur le corps dissous, une partie de ce corps dissous se portera sur le premier, même avant que rien ne puisse se séparer spontanément de la dissolution. Un morceau ou un cristal du corps dissous, par exemple, un cristal de salpêtre qu'on trempe dans une dissolution de ce sel, peut exercer une attraction pareille, car la cohésion et la formation du cristal de salpêtre résultent d'une attraction qui a lieu entre les molécules du salpêtre. Un cristal étant plongé dans une dissolution saturée, qu'on laisse évaporer lentement, tout ce qui se sépare insensiblement se porte sur le cristal, pour en augmenter les dimensions. Lorsqu'après avoir partagé en deux également une dissolution de 4 parties de sulfate de soude cristallisé et 3 parties de salpêtre dans 15 parties d'eau chaude, on plonge dans une moitié des cristaux de salpêtre, et dans l'autre des cristaux de sulfate de soude, les bocaux étant couverts pour empêcher l'évaporation de l'eau, il ne se cristallisera de l'une des moitiés que du salpêtre, et de l'autre, que du sel de Glauber, pour grossir les cristaux qu'elles contiennent. Des corps rudes introduits dans les liquides produisent un effet semblable. Les cristaux de sucre incrustent les fils qu'on plonge dans une dissolution de ce corps; le sulfate de fer ou de cuivre se cristallise sur des bâtons qu'on place dans les dissolutions de ces sels; de la même manière les cristaux se déposent particulièrement sur les parties rudes des vaisseaux. Une des maladies les plus douloureuses, la pierre, est engendrée ainsi, car elle consiste

en un calcul plus ou moins gros, formé de couches souvent très différentes les unes des autres, et résultant du dépôt des matières peu solubles, contenues dans l'urine autour d'un noyau central sécrété préalablement.

LA PRÉCIPITATION, LA FILTRATION ET L'EXTRACTION.

En outre de la cristallisation, on peut séparer partiellement ou intégralement les substances dissoutes de leur menstrue, par diverses autres opérations dans lesquelles il y a tantôt formation de nouveaux composés, tantôt décomposition de la matière dissoute. Les substances ainsi séparées par suite de leur insolubilité, se rassemblent au fond du bocal en raison de leur pesanteur spécifique plus grande que celle du liquide et revêtent la forme pulvérulente, floconneuse ou spongieuse. A l'état de poudre, elles consistent en cristaux tellement petits, que pour l'ordinaire ils ne sont pas reconnaissables; mais ils deviennent d'autant plus distincts que la poudre est moins soluble dans le liquide. Toutes ces poudres, à quelques rares exceptions près, sont cependant formées de parties assez grandes pour ne pas traverser du papier très fin, qui imbibe l'eau dans ses interstices, tandis qu'on peut au contraire, par le frottement, réduire le même corps, le sulfate de baryte par exemple, en poudre tellement ténue qu'elle passe à travers un papier imperméable au sulfate de baryte obtenu par voie de précipitation. Une telle poudre étant précipitée à une haute température, à laquelle sa solubilité peut être censée plus grande, offre un grain plus grossier et filtre alors avec d'autant plus de difficulté à travers le papier. La filtration sert à isoler le précipité du

liquide. On emploie, à cet effet, différentes substances : du linge, de la toile de laine, du papier grossier pour de grandes opérations, du papier brouillard fin pour des expériences minutieuses. On découpe le papier suivant un disque de fer-blanc d'un diamètre plus ou moins grand en raison des dimensions qu'on veut donner au filtre. Comme on peut ordinairement, sans le décomposer, faire rougir le précipité dont on veut déterminer le poids et brûler le filtre, on n'a qu'à peser pour chaque disque en fer-blanc un filtre découpé sur ce disque, et calculer, d'après le poids trouvé, la quantité de cendre que laisse ce filtre, ayant déterminé d'ailleurs par une expérience préalable combien pour cent le papier donne de cendre. Le papier à filtrer de Suède, étant fabriqué avec de l'eau presque entièrement pure, ne donne que $^1/_2$ pour cent de cendre, et doit être préféré pour ce seul motif. Le disque de papier ainsi découpé et deux fois plissé, s'applique exactement contre les parois d'un entonnoir lorsqu'elles concourent sous un angle de 60° *.

On ajuste le papier dans l'entonnoir et on l'humecte d'eau ; si l'on y verse alors peu à peu le liquide avec le précipité, la partie supérieure du liquide poussera celui qui se trouve au-dessous d'elle à travers les pores du filtre; mais cette pression venant à diminuer, un peu de

* Lorsqu'après avoir plié deux fois un disque de papier, d'abord de manière que *d* tombe en *d'* ensuite que *e'* coïncide avec *e* (*fig.* 188, 189 et 190), on l'ouvre, il forme, si *ed*, *de'* et *e'd'* restent assemblés, un entonnoir, dont le bord est moitié moindre que celui du disque, la moitié *de' d'* étant rendoublée. Le diamètre *cc* (*fig.* 191) du bord de l'entonnoir, égale donc le rayon *cb* du disque, d'où il suit que *cbc* est un triangle équilatéral dans lequel chaque angle équivaut à 60°.

liquide restera dans le filtre et dans le précipité; pour laver ce dernier on y verse ou l'on y seringue à plusieurs reprises de l'eau pure. Le filtre ne doit pas dépasser les bords de l'entonnoir, afin d'éviter que la liqueur ne s'élève jusque là et ne s'y évapore pour ne plus être emportée que difficilement par les lavages. Le filtre doit s'appliquer exactement sur les parois de l'entonnoir et ne pas présenter de plis, afin que l'eau qu'on y verse passe par le précipité et non pas entre les parois de l'entonnoir et du filtre. Pour pouvoir laver commodément les bords et en général une partie quelconque du filtre, on se sert d'un flacon de verre, rempli à moitié d'eau et fermé hermétiquement par un bouchon de liége que traverse un tube de verre effilé en pointe (*fig.* 192). Le flacon étant renversé, la capillarité du tube empêchera l'entrée de l'air atmosphérique et il sortiraseulement une quantité d'eau suffisante pour que la pression de l'air extérieur et la capillarité du tube fassent équilibre à la colonne d'eau contenue dans le flacon. Lorsqu'en tenant le flacon renversé on y souffle de l'air à travers le tube, il s'élancera par celui-ci, aussitôt qu'on l'enlèvera de la bouche, un jet d'eau qu'on pourra diriger à volonté sur un endroit quelconque à soumettre au lavage; on rincera ainsi les bords du filtre, on rassemblera au milieu le précipité qu'on pourra remuer de fond en comble, si l'insufflation a été forte.

Par ces lavages réitérés, on ne fait au fond qu'étendre plus ou moins la liqueur qui abreuve le précipité et le filtre; si l'on verse pour la première fois sur le filtre trois fois autant d'eau pure que n'en contient le reste de la dissolution, la liqueur, qui imprégnera à son tour le filtre et le précipité, contiendra encore 1/4 des principes

constituans de ce reste; si l'on y verse ensuite de nouveau la même quantité d'eau pure, il ne demeurera plus après l'écoulement que $^1/_{16}$ de ces principes constituans. Il suit de là, que le lavage d'un précipité est une opération de longue main; pour la faire facilement on emploie une disposition moyennant laquelle une colonne d'eau pure déplace insensiblement la dissolution sur le filtre et dans le précipité. Le principal avantage de cette disposition, avantage précieux pour le chimiste qui doit filtrer souvent, consiste en ce que le niveau de l'eau reste constamment le même dans l'entonnoir, l'eau ne pouvant affluer d'un flacon dont on se sert pour cet usage, que lorsque ce niveau s'abaisse; et ensuite en ce que, au fur et à mesure de son écoulement par en bas, l'eau est remplacée lentement et sans que ni le liquide ni le précipité soient ébranlés dans l'entonnoir. A cet effet, on adapte hermétiquement avec un bouchon de liége, un tube de verre *c* (*fig.* 193) à un flacon qu'on peut remplir entièrement d'eau. Le tube doit avoir exactement les proportions et à peu près la grandeur indiquées sur la planche. Le flacon étant renversé, il n'en sortira, à l'instar de ce que présente le flacon décrit ci-dessus (Voy. *fig.* 192), que la quantité d'eau justement nécessaire pour y raréfier à un certain point l'air, et pour donner à la capillarité du tube *a* la force de mettre obstacle à l'écoulement de l'eau. La pointe *a* étant plongée dans l'eau, la capillarité de *a* cessera d'agir, et l'eau s'écoulera du flacon jusqu'à ce que l'air s'y soit insensiblement raréfié au point que la pression de l'air atmosphérique puisse déprimer jusqu'en *b* l'eau du tube *d*; dès lors une nouvelle quantité d'eau venant à sortir, l'air entrera en *b* et une bulle s'élèvera dans le flacon pour

en expulser une quantité d'eau correspondante. On a donné à l'ouverture *b* une grandeur telle, que sa capillarité ne permette l'entrée de l'air qu'au moment où le niveau de l'eau dans l'entonnoir domine peu la pointe *a*; ce qui maintient l'eau constamment à la même hauteur dans l'entonnoir (*fig.* 194).

Le même principe sur lequel est fondée cette méthode de lavage, sert de base à plusieurs opérations qu'on exécute en grand; par exemple, le terrage du sucre, que je décrirai plus tard, et particulièrement l'extraction des substances végétales au moyen de la presse de Réal. Cette presse consiste en un épais cylindre d'étain A (*fig.* 195) terminé inférieurement par un entonnoir très obtus dont le bec est muni d'un robinet *g*; au fond du cylindre on place un crible très solide *a'*, dans lequel on entasse fortement les herbes, racines, bois, ou en général les objets dont on veut extraire les parties solubles, et l'on recouvre alors ceux-ci du crible supérieur *a*. Sur les bords supérieurs du cylindre on fixe hermétiquement le couvercle *c* au moyen de plusieurs vis; on peut placer entre les deux un disque découpé de carton ou de drap pour être sûr de l'exactitude de leur jonction. Le long tuyau *h*, muni inférieurement d'un rebord, s'adapte hermétiquement au couvercle, d'une manière semblable à celle que j'ai déjà décrite ci-dessus (p. 301), moyennant un ajutage réuni à vis au couvercle. Le tuyau *h* est assujetti au fond de la caisse *b*; il n'a pas besoin d'être plus long que 20 pieds, mais une plus grande longueur est naturellement préférable. La grandeur du cylindre peut être d'un pied, ou plus ou moins, selon la quantité des substances qu'on veut extraire. Tout l'appareil étant rempli d'eau, celle-ci traversera

lentement les herbes sous la pression de la colonne d'eau contenue dans le tuyau *h*; on peut accélérer ou diminuer l'écoulement du liquide en ouvrant plus ou moins le robinet *g*. Les couches d'eau étant ainsi poussées successivement les unes après les autres à travers les substances, aucun mélange ne se fera entre les dissolutions plus ou moins concentrées, aucune dilution n'aura lieu. La première quantité d'eau qui se charge d'autant plus de matières solubles, qu'elle pénètre plus profondément les substances, peut être comparée à un liquide avec lequel on a extrait à plusieurs reprises de nouvelles quantités de substances. Un calcul facile démontrerait que cette presse extrait les dernières parcelles de substances solubles, d'une manière infiniment plus parfaite que ne peut le faire une simple infusion. Qu'on s'imagine, pour se former une idée nette de ce procédé, que l'eau pénètre les herbes par couches d'une livre, et qu'on ait introduit dans le cylindre 60 livres d'herbes, occupant l'espace de 60 livres d'eau; la première livre d'eau qui passe extraira consécutivement 60 fois une nouvelle livre d'herbes. Lorsqu'après avoir traité les substances par l'eau, on veut les épuiser par l'alcool, on laisse écouler l'eau de la caisse et du tuyau *h* en ouvrant le robinet *o*, et l'on verse de l'alcool dans la caisse. La promptitude avec laquelle la liqueur spiritueuse commence après l'expulsion de la dissolution aqueuse, à jouir lors de son écoulement, de toute sa force primitive, montre combien peu les liqueurs se mêlent entre elles. Une disposition, dans laquelle une pompe servirait, au lieu de la colonne d'eau, à pousser ce liquide à travers les substances, serait loin de remplir aussi bien le but qu'on se propose; le passage ne serait pas aussi uniforme, les

liqueurs se mêleraient facilement, et le jeu de la pompe entraînerait une perte de temps considérable.

Dans le plus grand nombre de cas, la liqueur d'où un corps solide s'est précipité, tient en dissolution les autres substances; souvent néanmoins le précipité en renferme une partie. Lorsqu'on précipite à moitié une dissolution de chlorure de barium par l'acide sulfurique, le précipité n'entraîne pas de chlorure de barium; lorsqu'au contraire on décompose par l'acide sulfurique la moitié du nitrate de baryte contenu dans une dissolution, en outre du sulfate de baryte il se précipite du nitrate de baryte *, qu'on ne peut séparer du sulfate que par de nombreux lavages à l'eau pure. Le nitrate de baryte n'a pas d'affinité chimique pour le sulfate de même base, de manière qu'il n'a été entraîné qu'en vertu de l'attraction à de petites distances; l'état pulvérulent

* Qu'on dissolve le nitrate de baryte dans 10 parties d'eau, qu'on le décompose environ à moitié par l'acide sulfurique, et qu'on l'abandonne jusqu'à ce que le précipité se soit déposé; qu'on décante et évapore la liqueur claire pour déterminer sa teneur en nitrate de baryte; qu'on pèse alors le précipité avec la liqueur dont il est resté imbibé, et qu'on détermine ensuite le poids du précipité filtré, épuisé par les lavages, échauffé au rouge et consistant en sulfate de baryte pur; qu'on évapore la liqueur obtenue en filtrant et lavant le précipité, et qu'on pèse le résidu de nitrate de baryte; en retranchant le poids de ce nitrate et celui du sulfate de baryte hors de celui du précipité imprégné de la liqueur adhérente, on obtient le poids de l'eau pure contenue dans cette liqueur. En calculant combien de nitrate de baryte cette eau devrait renfermer d'après la teneur du liquide décanté au commencement de l'expérience, la quantité qu'on trouve ne s'élève qu'aux deux tiers du nitrate obtenu par l'évaporation; de sorte que l'attraction d'agrégation exercée par le sulfate précipité sur le nitrate de la liqueur en a entraîné un tiers.

du sulfate de baryte, qui offre une grande surface, en rend la quantité appréciable. Par le même motif cette force doit exercer une influence particulière dans les plantes, qui, en raison de la structure de leurs vaisseaux, présentent une grande surface, de sorte qu'en les traitant itérativement avec de l'eau pure, on n'a pas seulement pour but de dissoudre les matières qu'on en extrait, mais encore de vaincre la force d'attraction qui les retient sur les parois de la substance solide. On conçoit aisément, d'après cela, toute l'étendue des services que la machine à filtrer et la presse hydraulique peuvent rendre particulièrement sous ce point de vue.

La faculté décolorante du charbon est en connexion avec ces phénomènes, et conduit au même résultat, savoir, qu'un corps peut extraire des substances dissoutes d'une liqueur, non pas en vertu d'une affinité chimique pour ces substances, mais uniquement en vertu de la supériorité de l'attraction du corps solide et du corps dissous sur celle de ce dernier et du liquide; la condition sous laquelle ce phénomène s'opère, est premièrement qu'il y ait généralement attraction entre le corps et la substance dissoute, et ensuite, que le corps présente une grande surface.

DECOLORATION ET DÉSINFECTION DES CORPS PAR LE CHARBON ET PAR D'AUTRES SUBSTANCES POREUSES.

J'ai déjà fait voir précédemment qu'on peut obtenir le fer, le cobalt et le nickel dans un état de division extrême, en réduisant leurs oxides par le gaz hydrogène. Une condition essentielle à la réalisation de cet état est, que ni le corps lui-même, ni l'oxide ne se fondent ni ne

se frittent à la température de la réduction; en dépouillant alors de son oxigène chaque molécule (atome) de l'oxide, on obtient une poudre composée de molécules (atomes) de métal. Celles-ci étant dans tous les cas moindres que $\frac{1}{10000000}$ pouce, on peut établir par un calcul fort simple, que la surface des molécules d'une telle poudre occupant l'espace d'un pouce cube, s'élève au moins à 218166 pieds carrés; une pareille supputation ne sert naturellement qu'à donner une idée de la grandeur superficielle d'une poudre *. En raison de sa plus grande infusibilité, le charbon surpasse même sous certain point de vue ces métaux, quant à la propriété dont il s'agit; comme on l'extrait quelquefois de substances qui entrent en fusion avant de se décomposer et que dans des buts techniques on a essayé différens moyens de lui donner une grande té-

* La surface de la sphère ayant un pouce de diamètre s'élève à π pouces carrés; π est le rapport de la circonférence au diamètre et égale 3,1415926. L'espace d'un pouce cube de capacité ne peut contenir qu'une sphère d'un pouce de diamètre; il en peut contenir huit de 1/2 pouce de diamètre et disposées de manière que les lignes qui réunissent les centres soient ou parallèles ou perpendiculaires entr'elles. Les surfaces sphériques étant entr'elles comme les carrés des diamètres, la surface d'une de ces petites sphères ne sera que le quart de celle de la grande; mais la surface totale des huit sphères en sera le double $\left(8 \times \frac{1}{4}\right)$. Le même espace peut contenir 64 sphères d'un diamètre de 1/4 pouce et disposées comme précédemment. La surface de chacune de ces sphères est de $\frac{1}{16}\left(\frac{1}{4} \times \frac{1}{4}\right)$ pouce carré; la surface totale de ces sphères est quatre fois $\left(\frac{1}{16} \times 64\right)$ plus grande que celle de la première. Les surfaces de diverses sphères, occupant le même espace et rangées de la manière indiquée, sont en raison inverse de leurs diamètres. Un pied carré $=$ 144 ($=$ 12 $\times$ 12) pouces carrés.

nuité, ce sujet mérite quelques détails particuliers. Plusieurs corps solides peuvent être obtenus sous forme cristalline, en masses cohérentes par conséquent, sans avoir été liquéfiés préalablement, soit par le feu soit par un menstrue. C'est ainsi qu'on se procure plusieurs oxides métalliques, celui de mercure par exemple, à l'état cristallin, en décomposant leurs nitrates par le feu; dans cette opération, l'oxide qui se sépare insensiblement du sel en fusion se dépose sur la partie déjà séparée. On obtient de la même manière des cristaux d'urane, en décomposant par l'hydrogène la combinaison incandescente et liquide du chlorure d'urane avec le chlorure de potassium, et des cristaux de titane en faisant fondre le titanate de potasse avec le charbon. C'est ainsi qu'on obtient de beaux cristaux par la pile voltaïque et en précipitant un métal d'une dissolution aqueuse par un autre métal. Le charbon extrait de combinaisons qui entrent en fusion en se décomposant présente des phénomènes tout-à-fait semblables. Lorsqu'on carbonise des substances organiques mêlées avec un corps infusible, celui-ci, alors même que celles-là se fondent, tient écartées les unes des autres les molécules du charbon séparé, comme cela se voit en mêlant des substances végétales avec de la poudre de craie, de pierre-ponce ou d'autres corps de cette espèce, ou en carbonisant diverses espèces de houille ligneuse, dans laquelle des substances terreuses se trouvent à l'état de mélange, comme je le ferai voir amplement à propos de la fabrication de l'alun, ou enfin, et c'est le meilleur moyen, en carbonisant des os qui consistent principalement en phosphate et carbonate calcaires. Cependant on obtient le charbon le plus divisé en faisant fondre avec du carbonate de

potasse le charbon azoté qui résulte de la carbonisation des substances animales ; le charbon cédant alors de son azote, il se forme à une température incapable de fondre le charbon rougi préalablement, du cyanure de potassium, qui étant projeté dans l'eau se dissout et laisse le charbon dans un état de division extrême. Toutes les substances sur lesquelles le charbon exerce une plus grande attraction que l'eau, peuvent être extraites de leurs dissolutions par le charbon en se déposant à la surface des molécules de ce corps; c'est particulièrement sur les matières colorantes et odorantes organiques que le charbon exerce une action pareille. La liqueur rouge que fournit l'extrait aqueux du fernambouc, ou le vin rouge, se décolorent en peu de temps complétement par l'agitation ou l'ébullition avec du charbon; de l'eau infecte filtrée à travers le charbon devient tout-à-fait inodore. En traitant ensuite le charbon par des substances douées d'une affinité chimique pour les corps dont il s'est emparé, on peut de nouveau l'en dépouiller; c'est ainsi qu'à l'aide de la potasse on peut reprendre l'indigo au charbon qui a servi à décolorer une dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique neutralisée par la chaux.

On a fait des expériences précises sur le pouvoir décolorant de plusieurs espèces de charbon préparées de différentes manières. Après avoir chauffé au rouge le charbon à examiner avec de la potasse, et enlevé la potasse par des lavages à l'eau, l'on a pris un gramme de ce charbon, et en agitant continuellement, l'on y a versé, par petites portions, la liqueur colorée et chaude en quantité telle, qu'une nouvelle portion ajoutée n'éprouvait plus de décoloration. Les nombres renfermés

dans les colonnes I et II indiquent respectivement les quantités d'une dissolution d'indigo contenant $\frac{1}{1000}$ d'indigo et d'une dissolution de sucre brut contenant cinq pour cent de sucre, qui ont été décolorées; dans les colonnes III et IV est rapporté le pouvoir décolorant des espèces de charbon, sur lesquelles on a opéré, le pouvoir décolorant du charbon d'os étant pris pour unité, et ces colonnes étant relatives, celle-là à la dissolution d'indigo et celle-ci à la dissolution de sucre.

ESPÈCES DE CHARBON.	I	II	III	IV
	gr.	gr.		
Charbon d'os brut	32	9	1	1
Noir de fumée chauffé au rouge	128	30	4	1 $\frac{2}{5}$
Noir de fumée rougi avec de la potasse dépurée	550	90	17	10
Charbon obtenu par la décompos. de l'acétate de potasse	180	40	5,6	4,4
Farine d'amidon carbonisée avec de la potasse purifiée	340	80	11,9	8,9
Sang carbonisé avec du phosphate de chaux	380	90	14,9	10
Charbon d'os épuisé par l'acide hydrochlorique	60	15	1,9	1,7
Charbon d'os épuisé par l'acide hydrochlorique et rougi ensuite avec de la potasse	1450	180	45,3	20
Sang carbonisé avec de la potasse purifiée	1600	180	50,	20

Le pouvoir décolorant relatif, ainsi qu'il résulte de cette table, n'est pas le même pour toutes les substances; le charbon qui a servi ne recouvre plus son efficacité par une chaleur rouge, les substances absorbées entrant en fusion à cette température avant de se carboniser.

On prépare le charbon d'os dans des fabriques particulières en introduisant les substances à carboniser dans des pots de fer, superposés deux à deux, lutés de manière que les gaz développés puissent se dégager sans

que l'air y ait accès, et placés dans un fourneau où ils sont échauffés par un feu brûlant avec flamme. Les os carbonisés sont broyés dans des moulins *ad hoc.* Le charbon d'os peut servir à éliminer les substances brunes qui colorent le salpêtre, les acides tartrique et succinique et plusieurs extraits; son principal emploi consiste néanmoins dans la défécation du sucre, objet sur lequel je reviendrai en traitant du sucre lui-même.

Le charbon de bois possède également, bien qu'à un degré plus faible, la vertu décolorante du charbon animal. Il offre un excellent moyen de se débarrasser de diverses matières odorantes, peu de charbon suffisant pour remplir ce but; il absorbe les huiles volatiles dissoutes, principalement celle qui donne un goût mauvais à l'eau-de-vie, et détruit l'odeur désagréable qu'exhale l'eau rendue infecte par la putréfaction d'êtres organiques. Je reviendrai amplement sur ce sujet à propos de l'eau-de-vie et de la putréfaction. On emploie divers appareils pour rendre l'eau potable au moyen du charbon; dans plusieurs capitales de l'Europe, par exemple à Paris, où l'on est obligé de rendre potable l'eau de rivière, on a érigé dans ce but des établissemens d'une grande étendue. Un appareil assez simple consiste en deux pots *b* et *d* fixés l'un au fond de l'autre, remplis de charbon et séparés latéralement par un troisième pot *c* renversé (*fig.* 196). L'eau répandue sur les charbons doit d'abord descendre, puis remonter à travers les charbons et enfin redescendre avant de pouvoir s'écouler par une ouverture *d* dans un vase placé au-dessous.

Non-seulement le charbon, mais encore plusieurs autres corps qui présentent une grande surface, déploient cette propriété. Si on laisse tomber une goutte de vin

rouge ou de dissolution de fernambouc sur du papier ou du linge, on remarquera à l'endroit où est tombée la goutte, un cercle coloré entouré de l'eau pure qui s'est dépouillée de sa matière colorante.

PHÉNOMÈNES OPÉRÉS PAR L'ATTRACTION RÉCIPROQUE DES SUBSTANCES GAZEUSES ET SOLIDES.

CONDENSATION DES SUBSTANCES GAZEUSES PAR LES CORPS SOLIDES.

Si les corps gazeux se comportent à l'égard des corps solides comme le font ceux-ci à l'égard des corps liquides, il se trouvera condensé à la surface d'un corps solide quelconque, une couche mince du gaz qui entoure ce corps; et l'on doit admettre que cette couche a le plus de densité aux endroits les plus rapprochés du corps, qu'elle y est même liquide, si le gaz peut prendre cet état sous une basse pression. Lorsqu'on fait passer un charbon éteint sous le mercure dans un cylindre (*fig.* 197) contenant un volume d'acide carbonique égal à environ vingt fois celui du charbon, le gaz sera condensé en quelques instans par le charbon, et le mercure montera jusqu'au sommet du cylindre; si l'on y fait arriver de l'eau, une partie de l'acide sera expulsée du charbon. Le charbon abandonne également l'acide carbonique, soit qu'on le place sous le récipient de la machine pneumatique, soit qu'on l'échauffe. Cette opération n'altère pas l'acide carbonique, qui n'est qu'absorbé par le charbon. On peut faire la même expérience avec beaucoup d'autres gaz. Pour se former une idée de l'étendue de la surface que présente le charbon de bois par cela qu'il conserve la forme des vaisseaux ligneux, en

vertu de laquelle il devient capable d'une pareille condensation, on n'a qu'à se figurer une caisse divisée en compartimens cubiques et d'égale grandeur par des cloisons perpendiculaires entr'elles (*fig.* 198); abstraction faite de la surface extérieure de la caisse et de l'épaisseur des cloisons, les surfaces des cloisons prises ensemble seront entr'elles dans des caisses de même forme et traversées par un nombre différent de cloisons, comme la racine cubique du nombre des compartimens, ou comme les faces des compartimens formées par les cloisons. Une caisse à huit cases présente par conséquent une surface double de celle d'une caisse vide. Que le charbon résulte d'un bois à cellules d'une grandeur de $\frac{1}{2400}$ pouces cubes et de la forme indiquée, la surface extérieure d'un pouce cube vide étant de six pouces carrés, la surface totale des cellules renfermées dans un pouce cube de charbon s'élève à 14,400 (= 6 × 2400) pouces carrés = 100 pieds carrés. Quoique ces considérations soient de l'espèce de celles que j'ai déjà faites sur les substances en poudre, j'ai cru devoir les reproduire ici, par la raison qu'on n'a encore fait sur l'absorption des gaz par les corps pulvérulens que des observations aussi peu nombreuses qu'incomplètes; au contraire, on ne manque pas d'expériences précises sur les corps poreux et notamment sur le charbon de buis. C'est ainsi qu'on a trouvé qu'à la température de 12°, et sous la pression barométrique de 26,895 pouces, une mesure de ce charbon absorbe :

	Mesures.
Gaz ammonic	90
» acide hydrochlorique	85
» acide sulfureux	65

»	hydrogène sulfuré	55
»	oxidule d'azote	40
»	acide carbonique	35
»	oxigène	9,25
»	azote	7,5
»	hydrogène	1,75

L'absorption est complète après 36 heures. Si l'on diminue la pression en soulevant le tube dans lequel se trouve le charbon jusqu'à ce que le niveau du mercure à l'intérieur du tube soit à la hauteur déterminée par la pression qu'on veut produire, le charbon absorbera un volume plus grand, mais une quantité plus petite de gaz. Sous une pression de 27 pouces, il absorbe 34 $^1/_2$ mesures d'acide carbonique, et sous celle de 9 $^3/_4$ pouces, 69 mesures occupant 25 mesures sous 27 pouces. Le pouvoir absorbant décroît également à mesure que la température s'élève. Introduit dans un mélange de différens gaz, le charbon absorbe de chacun d'eux des quantités à peu près proportionnelles à son pouvoir absorbant et à la quantité de ces gaz; la même chose arrive lorsqu'on transporte dans un autre gaz un charbon déjà engazé. La quantité plus ou moins grande de cet autre gaz détermine celle du gaz absorbé que le charbon abandonne. L'eau développant les mêmes phénomènes avec les mélanges gazeux, et les faits ayant été constatés sur ce liquide d'une manière tellement précise qu'on peut les considérer comme une loi, tandis que les observations faites jusqu'ici sur le charbon sont bien loin d'avoir atteint ce degré d'exactitude, je reviendrai incessamment sur ce sujet en traitant de la manière dont les liquides se comportent à l'égard des gaz. Quelques mélanges gazeux seulement, par exemple, celui des gaz

hydrogène et oxigène, sont absorbés en plus grande quantité par le charbon, qu'ils ne devraient l'être en vertu du pouvoir absorbant de ce corps sur chacun des gaz considérés séparément.

Un charbon à grandes cellules, celui du liége, par exemple, n'absorbe pas de quantité sensible d'un gaz quelconque ; le charbon du pin, dont les cellules sont plus grandes que celles du charbon du buis, condense à peine moitié autant de gaz que ce dernier. Quoique l'absorption des gaz par des corps également celluleux dépende de l'étendue de la surface, néanmoins la nature des substances influe aussi dans beaucoup de cas sur l'effet produit, comme cela s'observe dans tous les phénomènes décrits ci-dessus et résultant de l'attraction à de petites distances. C'est ainsi que tel corps condense les gaz en proportions plus grandes que tel autre corps; par exemple, le bois poreux absorbe proportionnellement plus de gaz hydrogène que de tout autre gaz. C'est là aussi incontestablement la raison pour laquelle les gaz ne sont pas absorbés en quantités proportionnelles à la plus ou moins grande facilité avec laquelle ils se liquéfient par la pression ; quoique, généralement parlant, les gaz qu'une certaine pression peut rendre liquides soient absorbés en plus grande quantité que les autres.

Dans cette absorption, de même que partout où des gaz se condensent, il y a dégagement de chaleur. Un thermomètre dont on enfonce la boule dans un charbon qui absorbe du gaz acide carbonique, s'élève de plusieurs degrés; le gaz absorbé étant expulsé du charbon sous le récipient de la machine pneumatique ou au moyen d'un autre gaz absorbable en moindre quantité,

le thermomètre descend. A quelques exceptions près, les gaz absorbés par le charbon sont susceptibles d'en être expulsés de nouveau sans altération, par la chaleur, par exemple, comme l'acide carbonique, voire aussi un mélange des gaz hydrogène et oxigène. Lorsqu'on laisse pendant très long-temps du charbon en contact avec le gaz oxigène, celui-ci est continuellement absorbé et transformé en acide carbonique, quoiqu'avec lenteur et dans une progression décroissante. Mais le phénomène le plus important est celui qu'offre un mélange de gaz hydrogène sulfuré et de gaz oxigène lorsqu'on y introduit un charbon, car il se produit alors une détonation, de l'eau se forme et du soufre se dépose, de sorte que la condensation simultanée des deux gaz donne lieu à une combinaison chimique et à une inflammation. Déjà précédemment pour l'explication des pyrophores (p. 230), nous nous sommes appuyé sur ce phénomène, qui offre une transition directe à l'inflammation des gaz hydrogène et oxigène par des corps en poudre poreuse, dont on sait également par expérience, qu'ils absorbent les gaz, particulièrement le gaz hydrogène, en grande quantité.

L'écume de mer, le schiste happant, l'asbeste, l'hydrophane, le gypse, la soie et la laine, qu'on a purgés d'air au moyen de la machine pneumatique, absorbent les gaz à l'instar du charbon; un grand nombre de corps pulvérulens jouissent de la même propriété. On n'a cependant pas encore examiné convenablement plusieurs phénomènes que présentent ces derniers surtout, par exemple, celui de la perte que la pulvérisation fait éprouver au pouvoir absorbant du charbon.

Beaucoup plus frappans sont les phénomènes que dé-

veloppent les substances poreuses ou pulvérulentes lors de leur contact avec des gaz susceptibles de se liquéfier la température ordinaire, par exemple, avec la vapeur d'eau ou d'autres vapeurs de cette espèce. Le charbon qui reste pendant quelque temps exposé à l'air, gagne 10 à 20 pour cent en poids, en attirant dans ses pores et ramenant à l'état liquide la vapeur aqueuse de l'air. Une chaleur ménagée lui fait exhaler cette eau sans altération; mais qu'on pousse le feu avec rapidité, il se développe des gaz combustibles, probablement du gaz oxide de carbone et du gaz hydrogène. La haute température dont jouit la flamme résultant de la combustion de ces gaz, est probablement la cause pour laquelle les gens de l'art donnent la préférence au charbon qui a séjourné pendant quelques mois dans l'air, lorsqu'il s'agit de produire une forte chaleur, quoique une partie de celle engendrée par la combustion devienne latente pour former de la vapeur aqueuse. Les corps pulvérulens attirent de la même manière l'humidité de l'air. Une poudre rougie au feu, par exemple, de la silice ou de l'alumine, et exposée pendant quelques instans seulement (ce cas arrive souvent dans les expériences chimiques) à l'air sur la balance, augmente de poids; lorsque dans un tube de verre scellé par un bout l'on chauffe une telle poudre, qui a été plus long-temps en contact avec l'air, on peut voir des gouttes d'eau se déposer sur les parties les moins échauffées de ce tube. Un sol argileux en condensant de cette manière le gaz aqueux de l'air conserve de l'humidité aux racines des plantes sans qu'il pleuve. Le bois et d'autres substances de cette espèce absorbent de l'air même incomplétement saturé de vapeur d'eau une quantité suffisante d'humidité pour

se gonfler. Les cordes précipitent des quantités d'eau proportionnelles au degré d'humidité de l'air, de sorte que flasques à l'air sec elles se roidissent à l'air humide; cette contraction provient de la manière dont la corde est faite. Les cheveux, les fanons de baleine et d'autres substances de cette espèce absorbent l'eau d'une manière si régulière en la suçant à l'instar d'une éponge, qu'elles servent d'hygromètre par l'allongement qu'elles prennent. Le cheveu fixé en *a* (*fig.* 199) s'enroule inférieurement en *c* autour d'un arbre au-dessous duquel il est tendu à son extrémité par un petit contre-poids *d*. L'arbre porte un index *e*, mobile avec lui et indiquant sur un cercle gradué de combien le cheveu s'allonge ou se raccourcit. On introduit d'abord cet instrument dans une caisse contenant du chlorure de calcium rougi au feu et en vertu de sa grande affinité pour l'eau, propre à y dessécher l'air aussi parfaitement que possible; on marque 0° au point où s'arrête l'aiguille. On place ensuite l'instrument dans une caisse dont les parois sont fortement mouillées afin que l'air puisse s'y saturer complétement d'humidité; le cheveu s'allonge et l'on indique par 100° le point du cercle où l'aiguille reste stationnaire. A l'aide d'une table renfermée dans plusieurs ouvrages de physique on peut déduire de la marche de cet hygromètre et de la température de l'air, à quelle température l'air est saturé de l'humidité qu'il contient ou combien de gaz aqueux il contient en général. Au reste, comme on n'a pas encore trouvé de substance propre à cet hygromètre et qu'il s'altère plus ou moins avec le temps, on doit lui préférer celui que j'ai décrit ci-dessus (p. 340). Les corps poreux absorbent également d'autres vapeurs, par exemple, celles de l'é-

ther et de l'alcool, et cela, de la même manière que la vapeur aqueuse; c'est ce qu'on remarque facilement pour les substances qui répandent une forte odeur, comme, par exemple, les gaz qui se forment lorsqu'on fume du tabac et dont l'odeur reste long-temps imprégnée dans les cheveux, dans les habits et dans le papier; il en est de même quant au gaz hydrogène sulfuré et d'autres gaz de même espèce.

Il est plus facile de rendre sensible la condensation des gaz qui s'opère à la surface des masses solides et compactes ou en général plus grandes, par exemple, à la surface des vaisseaux en verre; cet objet exerçant une grande influence dans plusieurs expériences, on n'a pas laissé de recueillir les faits qui s'y rattachent. Qu'on verse dans un tube barométrique vide du mercure, bien purgé d'air par l'ébullition et refroidi sous la machine pneumatique afin d'éviter toute nouvelle absorption, et qu'on écarte soigneusement du verre la moindre bulle d'air perceptible au microscope, on remarquera, en faisant bouillir le liquide, qu'il se développe encore des bulles d'air sur le verre. Après avoir fait bouillir le mercure dans le tube de verre pendant assez long-temps pour que tout l'air soit expulsé, qu'on introduise dans ce tube du mercure agité avec de l'air et de l'eau, et séché seulement à l'air, au moyen d'un entonnoir à bec assez long et assez étroit pour descendre jusqu'au fond du tube, et qu'on soumette à la chaleur de l'ébullition du mercure la partie du tube où se trouve le mercure ainsi introduit, la partie inférieure par conséquent, il ne se développe plus de bulles gazeuses; d'où il suit que le développement des bulles dans la première expérience provenait de l'air condensé à la surface du

verre. Ainsi dans chaque bocal en verre rempli de mercure, ce métal est séparé de toutes parts du verre par une couche d'air, et c'est par cette couche que communiquent avec l'air extérieur les divers gaz qu'on isole de l'air à l'aide du mercure dans des cylindres, tubes ou autres appareils renversés. Voilà pourquoi il s'échappe en peu de temps des quantités sensibles du gaz hydrogène qu'on conserve sur le mercure dans un tube gradué (en quatre jours, par exemple, il s'en dissipe quatre pour cent dans un tube de $1/4$ pouce de diamètre). Voilà pourquoi aussi différens gaz contenus dans les vases renversés sur le mercure et même fermés par un bouchon se dégagent après un certain laps de temps dans l'air atmosphérique qui prend leur place. C'est ainsi qu'un vase où l'on avait introduit un mélange de deux volumes de gaz hydrogène et d'un volume de gaz oxigène contenait de l'air atmosphérique ordinaire après un séjour de quinze mois sur le mercure. Cet échange s'opère d'ailleurs avec assez de lenteur pour ne pas influer sur les expériences ordinaires qu'on fait avec les gaz dans un intervalle de temps peu considérable. Cependant pour quelques instrumens, notamment pour le baromètre, cette circonstance mérite d'être prise en grande considération. La convexité de la surface du mercure dans le tube barométrique se dissipe en raison de la manière plus ou moins complète dont l'air est expulsé par l'ébullition; cette surface devient horizontale et enfin concave, de sorte qu'alors le verre se comporte à l'égard du mercure tout comme à l'égard de l'eau, et que cette seule couche mince d'air cause la différence entre la tenue du mercure et celle de l'eau, quant à l'adhésion au verre. Cette couche d'air se rétablit à la

longue dans le baromètre, l'air atmosphérique s'insinuant de nouveau insensiblement le long des parois du tube, et sa quantité allant toujours en augmentant, de telle sorte qu'au bout d'un certain temps on y remarque très distinctement une bulle d'air lorsqu'on l'incline. Pour obvier à cet inconvénient et pour intercepter la communication avec l'air extérieur, on se sert d'un anneau de platine, pour lequel le mercure a plus d'attraction que l'air, et on le soude ou on le mastique à la base du tube de verre, si le baromètre est à cuvette, ou bien un peu au-dessous du niveau le plus bas du mercure dans la branche ouverte, si le baromètre est à siphon.

Un corps solide venant à condenser à sa surface des vapeurs, dans lesquelles, ramenées à l'état liquide, il puisse se dissoudre, sa surface deviendra moite, quelquefois même il se liquifiera en absorbant assez de vapeurs pour former une dissolution parfaite. Les phénomènes de cette espèce, qu'on remarque ordinairement, ne s'opèrent qu'avec la vapeur d'eau, et ce, avec la vapeur d'eau contenue dans l'air atmosphérique. Le sel de cuisine reste intact dans l'air sec, mais il s'humecte dans l'air à peu près saturé de vapeur aqueuse. Le chlorure de potassium, le carbonate de potasse, l'hydrochlorate de magnésie et beaucoup d'autres substances précipitent de l'air assez d'humidité pour s'y dissoudre intégralement, et la dissolution elle-même ne cesse de produire ce même phénomène que quand il se sera établi un certain équilibre entre la quantité d'eau absorbée et le degré hygrométrique de l'atmosphère. La quantité de vapeur, dont une substance soluble dans l'eau peut dépouiller l'air, dépend par conséquent en partie de

l'attraction réciproque de ce corps et de l'eau, en partie de la quantité de vapeur aqueuse que l'air renferme à une température et sous une pression déterminées.

Lorsqu'un corps liquide passe à l'état de gaz, la chaleur ajoutée surmonte l'attraction mutuelle des molécules de ce corps. Lorsqu'un corps se trouve dissous dans le liquide, l'attraction mutuelle de ce corps et du liquide doit aussi être vaincue par la chaleur, de sorte que le point d'ébullition diffère suivant que le liquide est pur ou qu'il tient des corps en dissolution. C'est ainsi qu'une dissolution aqueuse et saturée

de sel cuisine entre en ébullition à		109°,0
» sel ammoniac	»	114°,4
» salpêtre	»	115°,6
» carbonate de potasse	»	140°,0

Plus une dissolution est étendue, plus son point d'ébullition s'approche de celui de l'eau ; la concentration le fait monter insensiblement en éliminant de l'eau.

Le haut point d'ébullition du chlorure de calcium dissous sert avantageusement à la concentration ou à l'évaporation des liqueurs, lorsqu'on veut éviter toute secousse, tout bouillonnement, toute altération par la chaleur, alors qu'on ne veut pas exposer les vaisseaux au feu nu ; ce qui n'est pas sans danger pour ceux en verre ou en porcelaine. A cet effet, on place dans une chaudière en cuivre chauffée directement, la capsule ou chaudière *c* (*fig.* 200) contenant le liquide, par exemple, une dissolution de substances végétales dans l'eau ; du moment que la dissolution de chlorure de calcium aura atteint un certain degré de concentration, elle ne perdra plus d'eau, toute la chaleur qu'elle recevra se portera au vase intérieur pour évaporer l'eau contenue

dans ce vase. Pour plus de sûreté la chaudière inférieure est munie d'un robinet *e*, à l'aide duquel on peut mettre l'espace intérieur en communication avec l'air, lorsqu'on le juge nécessaire. Pour atteindre le même but on peut également introduire différens vaisseaux en porcelaine, en verre ou d'autres objets de cette espèce dans une grande chaudière servant à échauffer une dissolution de chlorure de calcium.

CONDENSATION DES SUBSTANCES GAZEUSES PAR LES CORPS LIQUIDES.

La force qui opère la condensation des gaz à la surface des corps solides, doit naturellement produire le même effet à la surface des corps liquides; mais les molécules liquides pouvant glisser les unes sur les autres, les gaz y pénètrent, en sont absorbés et augmentent le volume du liquide. La quantité de gaz susceptible d'être absorbée de cette manière dépend de l'attraction que les particules liquides exercent entre elles et sur celles du gaz, et de l'attraction réciproque des molécules du gaz les unes pour les autres, de sorte que chaque liquide absorbe les gaz dans des proportions qui lui sont relatives et particulières, et généralement en moindres quantités les gaz qui exigent une pression plus forte pour se liquéfier, et qui présentent par conséquent une plus grande répulsion moléculaire à vaincre. Il y a donc des gaz que les liquides absorbent abondamment, tandis que d'autres ne les absorbent qu'en très faibles quantités; l'eau dissout à peu près la moitié de son poids d'acide hydrochlorique, et seulement $\frac{1}{20000}$ de gaz azote. De la même manière une dissolution concentrée de chlorure de calcium condense encore à 120° une grande quantité de

vapeur d'eau, portée à la même température et jouant par conséquent le rôle d'un gaz; et l'acide sulfurique, déjà pourvu de l'eau avec laquelle il peut se combiner chimiquement, absorbe à 120 degrés encore une égale quantité pondérable de vapeur aqueuse, élevée au même degré de température. Plus la température est basse, plus l'absorption d'un gaz est abondante. Jusqu'ici l'on n'a pas encore trouvé de loi générale pour les phénomènes que développent les gaz capables de se dissoudre en grande quantité dans l'eau; il n'est pas même invraisemblable, ainsi que je le démontrerai bientôt, qu'une affinité chimique entre le gaz et le liquide ait une certaine part dans l'action; je décrirai aussi avec plus de détail ces phénomènes, en traitant des gaz mêmes, dont plusieurs, entr'autres l'acide hydrochlorique et l'ammoniaque, sont très importans pour le chimiste. Néanmoins pour les gaz dont l'eau absorbe un volume à peu près égal au sien, ou moins, il existe sous ce rapport une loi simple; en effet, quelque grande que soit la pression, que le gaz soit resserré ou dilaté, toujours la même quantité en volume se dissoudra dans le liquide. Quant à ces gaz, j'exposerai ici les phénomènes communs à tous. On doit d'abord, par l'ébullition, purger complétement de l'air absorbé les liquides sur le pouvoir absorbant desquels, pour différens gaz, on se propose de faire des expériences scrupuleuses. Pour l'eau, on remplit facilement ce but à l'aide d'une ébullition soutenue pendant plusieurs heures; on réussit moins bien pour l'alcool et l'éther, ces liquides entrant en ébullition à une température plus basse que l'eau. Lorsque le liquide peut dissoudre plus de $^1/_7$ de volume des gaz que l'on considère, on fait monter ceux-ci dans un tube

rempli de mereure et d'un diamètre d'environ quatre centimètres, on les agite avee le liquide qu'on introduit ensuite, et au bout de quelques jours on détermine la quantité de l'absorption. Quant aux gaz dont le liquide ne peut pas condenser 1/7 de son volume, on en remplit entièrement un flaeon au dessus du mercure; on fait passer de ce flacon dans un autre une partie du gaz, par exemple 1/6 environ, dont on détermine exaetement la quantité, et l'on introduit dans le premier flacon une quantité suffisante du liquide, de l'eau par exemple, pour en expulser de nouveau le mercure qui s'était substitué au gaz qu'on a fait sortir. On agite alors violemment l'eau dans le gaz, l'on ouvre le flacon sous l'eau pour y laisser entrer une quantité de ce liquide égale à celle du gaz condensé, et on le referme. La capacité du flaeon se détermine en le pesant d'abord vide et ensuite rempli d'eau. La quantité de gaz qu'on a fait passer dans le second flaeon fait connaître celle de l'eau qui a déplacé ee gaz, et celle du gaz absorbé par cette eau résulte du poids de l'eau qui s'est élevée dans le flacon au moment où on l'a ouvert sous ce liquide après l'absorption. J'ai déjà montré précédemment la manière dont il faut tenir compte, dans ces expérienees, des variations de température et de pression. Par des expérienees très subtiles faites d'après ces méthodes, on a trouvé qu'à 10°, 100 mesures des liquides indiqués dans la eolonne supérieure absorbent respeetivement les quantités de différens gaz indiquées à eôté du nom de chaque gaz.

	EAU.	DISSOLUTION DE SEL MARIN.	ALCOOL.	HUILE D'OLIVE.
Gaz acide sulfureux	4378,0		11577,0	
» hydrogène sulfuré	253,0		606,0	
» acide carbonique	106,0	67,0	186,0	151
» oxidule d'azote	76,0	29,0	153	150
» oxigène	6,5		16,25	
» hydrogène	4,6		5,1	
» azote	4,2		4,2	

Il résulte de ces expériences, que les quantités relatives des gaz absorbés par deux liquides ne sont pas proportionnelles; l'alcool absorbe la même quantité de gaz azote et deux fois autant de gaz oxigène que l'eau. Les dissolutions s'engazent moins que les liquides purs, tandis qu'une consistance plus ou moins molle et pâteuse n'empêche pas un corps d'absorber autant qu'un autre doué d'une fluidité parfaite. La solubilité des gaz diminue avec la température. On s'est attaché vainement jusqu'ici à découvrir une loi qui établît une relation entre la quantité de l'absorption et la composition chimique ou d'autres propriétés des liquides; en revanche on a trouvé qu'un liquide absorbe constamment le même volume d'un même gaz, quelque grande que soit la pression. Pour une pression supérieure à celle de l'atmosphère, cette loi se démontre au moyen de l'appareil que j'ai décrit précédemment (p. 191) en introduisant dans le tube *a*, d'abord le gaz et ensuite une quantité donnée d'eau, et opérant la pression de la manière prescrite dans le chapitre auquel je

renvoie le lecteur. Pour une pression moins forte on se sert également d'un appareil dont j'ai déjà donné la déscription (p. 189), après avoir fait entrer le gaz et l'eau dans le tube *o*; l'on diminue la pression, comme il a été dit alors, en retirant celui-ci du mercure.

Ainsi en triplant la pression on peut enchâsser dans un liquide une quantité de gaz dont le volume est le même, mais dont le poids est trois fois aussi grand que sous la pression ordinaire; le liquide étant enfermé dans un flacon, le gaz y restera, quelles que soient les vicissitudes de pression extérieure, jusqu'à ce qu'on vienne à déboucher le flacon. De cette manière l'acide carbonique, que développent par la fermentation le vin de Champagne, diverses sortes de bierre et d'autres boissons mousseuses dans des flacons déjà scellés, demeure dans ces liqueurs et ne s'en échappe avec effervescence qu'au moment où l'on ouvre les flacons. L'acide carbonique étant plus soluble à froid qu'à chaud, les eaux minérales mises en flacons à une basse température, ne développent de l'acide carbonique avec effervescence que lorsqu'on ouvre ces flacons à la température ordinaire.

Étant donné un mélange gazeux, il sera facile de calculer, d'après la loi précitée, la quantité de chaque gaz absorbée par un liquide en contact avec le mélange. Si l'air atmosphérique était, par exemple, un mélange de $^1/_2$ mesure de gaz azote et de $^1/_2$ mesure de gaz oxigène, l'un et l'autre de ces gaz s'y trouvant dilatés de moitié, 100 mesures d'eau liquéfieraient 3,25 mesures d'oxigène et 2,1 de gaz azote. Mais dans la réalité l'oxigène de l'air est raréfié de $\frac{100}{21}$ et le gaz azote de $\frac{100}{79}$; par conséquent 100 mesures d'eau condensent 3,318 (= 4,2. 0,79) mesures de gaz azote et 1,365 (= 6,5. 0,21) mesures de gaz

oxigène atmosphériques. D'après cela, la quantité d'air que l'ébullition chasse d'une eau pareille, qui a séjourné long-temps dans ce fluide, devrait s'élever à 4,683 mesures pour 100 mesures d'eau, et contenir 29,15 pour cent de gaz oxigène et 70,85 de gaz azote en volume; l'analyse directe de ce mélange a fourni 31 à 32, 8 pour cent de gaz oxigène. C'est en vertu de cette teneur en oxigène que les animaux continuent de vivre dans l'eau; un poisson meurt dans une eau privée d'air comme tout autre animal dans un mélange qui ne contient pas de gaz oxigène.

Lorsqu'un mélange gazeux arrive en contact avec un liquide dans un espace fermé, par exemple, sous une cloche, chaque gaz sera absorbé en telle quantité que, conformément à la loi précitée, il y ait un rapport déterminé entre les gaz condensés et le résidu non dissous. Un liquide déjà saturé d'un gaz étant introduit dans un autre gaz, celui-ci expulsera une portion du premier, proportionnelle à sa quantité et à son attraction pour le liquide. Un gaz peu soluble, par exemple dans l'eau, chassera une plus grande quantité d'un gaz très absorbable, et *vice versa*. 100 mesures d'eau contenant 106 mesures d'acide carbonique, exhalent 53 mesures de ce gaz lors de leur contact avec 55,1 mesures de gaz azote, et ne prennent que 2,1 mesures de gaz azote.

Les phénomènes que les liquides produisent avec les vapeurs doivent naturellement ressembler à ceux qu'ils développent avec les gaz, de sorte que les vapeurs de beaucoup de substances se condensent et se dissolvent dans le liquide avec lequel on les met en contact. C'est, par exemple, ce que l'on observe, ainsi que je l'ai déjà rapporté, quant aux vapeurs d'eau et plusieurs disso-

lutions salines. Parmi les liquides se distinguent particulièrement sous ce rapport, l'acide sulfurique, l'acide nitrique et d'autres acides; en effet, ces corps attirent de l'air non-seulement l'eau avec laquelle ils se combinent chimiquement, mais encore la grande quantité de celle dont ils ont besoin pour se dissoudre. Si l'on place sous une cloche de l'acide sulfurique et d'autres dissolutions, l'acide s'emparera de la vapeur aqueuse de l'air, et les dissolutions rendront de l'eau à cet air, de sorte qu'on peut se servir très-bien ainsi de l'acide sulfurique pour l'évaporation des liqueurs aqueuses. A cet effet, après avoir versé de l'acide sulfurique dans un bocal évasé à fond plan, on y place des verres à vin contenant les liqueurs (*fig.* 201); plus celles-ci se trouvent rapprochées de l'acide sulfurique, plus l'évaporation sera prompte.

Les liquides, en exhalant les gaz qui s'y étaient dissous, manifestent des phénomènes tout-à-fait semblables à ceux qui accompagnent la séparation des substances solides de leurs menstrues. Lorsqu'on jette dans un liquide saturé de quelque gaz, qui est sur le point de s'échapper, soit à cause d'une diminution de la pression supportée par le liquide, soit par suite d'une élévation de température, lorsque, dis-je, on jette dans un pareil liquide un corps solide, alors surtout que ce corps est rude et pourvu d'angles et de pointes, une portion du gaz se dégage de la surface de ce corps; c'est ainsi qu'il se développe de l'acide carbonique dans les boissons mousseuses ordinaires, qu'on remue avec une baguette de verre, ou dans lesquelles on verse une substance pulvérisée. Le même phénomène a lieu lorsqu'on fait passer des bulles de gaz à travers une liqueur pareille, ou qu'on agite cette liqueur avec le même gaz qu'elle tient en

dissolution. C'est par cette raison qu'une eau gazeuse, chargée par la pression de beaucoup d'acide carbonique, perd, au moment où l'on ouvre le flacon, une quantité bien plus considérable de ce gaz, qu'une eau contenant seulement un peu plus d'acide carbonique qu'elle n'en peut absorber à la température et sous la pression ordinaires de l'air; car l'excès du gaz enchâssé par la pression entraîne, en se dégageant avec impétuosité, une quantité tellement grande de celui qui, sans cette circonstance se serait échappé insensiblement, que, mise sur la langue, l'eau gazeuse ne développe plus que peu d'acide carbonique et ne tarde pas à donner une saveur fade. Le gaz se développe ordinairement au fond, mais il s'en forme aussi en même temps dans d'autres parties de la liqueur. Si le fond du vase présente un endroit saillant ou rugueux, c'est de là que se dégagera le gaz; les petites bulles qui surgissent du fond augmentent de volume en traversant la liqueur et produisent un effet semblable à celui qui résulterait de l'agitation de cette liqueur avec des gaz, de manière que la partie inférieure de la liqueur doit être considérée comme plus chargée d'acide carbonique que la partie supérieure.

Si l'on suspend au milieu d'un petit matras (*fig.* 202) contenant de l'eau aérée, un fil de platine un peu entortillé et recuit préalablement pour augmenter et nettoyer sa surface, et qu'on échauffe graduellement le matras, l'air atmosphérique que l'eau ne peut plus tenir en dissolution, se dégagera en bulles du fil de platine, bien que celui-ci ne touche pas au fond. Une liqueur saturée de gaz se comporte donc comme une dissolution saturée d'un corps solide; plusieurs autres substances solides, ainsi que je l'ai déjà fait voir (376) pos-

sèdent la propriété de diminuer tellement le pouvoir dissolvant de cette dernière aux points où elles la touchent, que le corps solide dissous ne peut que s'y déposer. Si l'on augmente la température du petit matras, de manière à faire bouillir doucement la liqueur, les bulles de vapeur aqueuse ne se dégageront pas du fond, mais seulement du fil de platine. Cette belle expérience réussit beaucoup mieux quand on la fait avec de l'acide nitrique (d'une pesantenr spécifique de 1,42) ou de l'acide sulfurique; on peut maintenir l'ébullition de ces liquides pendant des heures entières, sans qu'aucune bulle se développe au fond. L'ébullition des liquides soumis à la même pression ne dépendant que de la température, il résulte de cette expérience que la température des vapeurs aqueuses qui se dégagent du fil de platine doit être plus basse que celle des vapeurs formées au sein même de la liqueur, que par conséquent l'ébullition des liqueurs dont il s'agit doit avoir lieu à une température moins élevée dans un verre contenant du platine que dans un autre qui en serait dépourvu; la différence est de 1° environ pour l'eau et quelquefois de 4°, toujours de plus de 2° pour l'acide nitrique. Au lieu de suspendre le platine, ce que nous n'avons fait ici que pour ne pas donner à croire que la chaleur se transmît plus facilement au platine gisant au fond du vaisseau, on peut l'y placer d'une manière quelconque; plusieurs autres corps métalliques, en masse ou en poudre, par exemple, la limaille de fer, produisent également le même phénomène. Il va sans dire, d'après cela, que l'eau entre en ébullition à une température plus basse dans les vases métalliques, que dans ceux en verre ou à surface vitreuse, comme la porcelaine; observation

importante pour la confection des thermomètres.

Il suit de l'expérience avec le platine, que les vapeurs d'eau se développent sur ce métal à une température plus basse que dans l'eau même; l'ébullition dans les vases de verre présente encore une autre particularité : une dissolution de sel de cuisine entre en ébullition à une température plus élevée que l'eau pure en vertu de la supériorité de l'attraction des molécules salines pour celles de l'eau sur l'attraction réciproque des molécules aqueuses les unes pour les autres; pour surmonter la première force il faut donc une température plus élevée que celle requise pour vaincre la seconde. De même que le sel de cuisine se comporte à l'égard de l'eau, de même aussi se comporte à l'égard de la couche mince d'eau qui touche les parois des vaisseaux, la surface intérieure des vaisseaux en verre, qui, ainsi que je l'ai déjà démontré ci-dessus (p. 362), exerce sur les molécules aqueuses une attraction plus grande que celle de ces molécules entr'elles. La volatilisation de cette couche retenue à la fois par l'attraction réciproque de ses molécules et par l'adhésion aux parois du verre, exige une température plus élevée que celle nécessaire pour gazéifier les autres parties de l'eau. Et comme ce sont les parois du vase qui échauffent l'eau bouillante, la vapeur aqueuse développée sur ces parois doit avoir une température plus élevée que celle formée au centre du liquide; lors donc que l'ébullition de l'eau est tellement rapide, que les bulles surgies du fond du vase n'ont pas le temps de communiquer leur température à l'eau ambiante, le centre de ces bulles peut être plus échauffé que l'eau ambiante, et il est possible qu'un thermomètre frappé sans interruption par ces bulles indique une tempéra-

ture un peu différente suivant la promptitude avec laquelle on pousse l'ébullition. Les autres liquides présentent les mêmes phénomènes que l'eau. L'ébullition se faisant à une température plus haute au fond du vase que dans le sein même du liquide, l'adhésion de l'eau sur le verre agissant conséquemment à l'instar d'une pression élevée, et cette force venant à cesser tout d'un coup lorsqu'une bulle se forme et se détache du fond, le développement de chaque bulle donne lieu à une petite explosion; on s'en aperçoit très bien dans l'ébullition de l'eau, mais dans les acides sulfurique et nitrique ces secousses ou soubresauts sont tellement violens, que maintefois pendant la distillation une grande partie du liquide est lancée hors de la retorte. L'introduction de quelques morceaux de platine fait cesser de suite ces explosions d'une manière surprenante, de sorte que la distillation s'achève tranquillement, car alors les vapeurs se dégagent constamment du platine et la température du fond du vase ne peut s'élever assez pour que les vapeurs se forment à sa surface.

On ne peut observer la formation des bulles de gaz ou de vapeur que lorsqu'elles se développent lentement. Elles se produisent de la manière suivante : Le corps solide exerçant une attraction prépondérante sur le gaz ou la vapeur, il s'y en dépose une petite bulle qui, en grossissant insensiblement, présente la forme globuleuse, parce que l'eau, sollicitée comme elle l'est par l'attraction réciproque de ses molécules, l'entoure comme un sac; car de même qu'une masse d'eau abandonnée à elle-même forme une boule arrondie, une bulle d'air suspendue dans l'eau, prend aussi une figure sphérique en vertu de l'attraction que les molécules d'eau exer-

cent les unes sur les autres. La bulle ne se détache du corps solide qu'après avoir acquis assez de légèreté pour déchirer une portion de son enveloppe aqueuse. Cette rupture a ordinairement lieu très près du corps solide, en *a a* (*fig.* 203) où l'enveloppe offre le moins de résistance, de sorte que la grandeur de la bulle ne dépend pas seulement de l'attraction du gaz pour le verre, mais encore de l'attraction réciproque des molécules d'eau les unes pour les autres et pour le corps solide. Peut-être aussi se présente-t-il quelquefois le cas où des bulles gazeuses se déposent sur le corps solide sans qu'il y ait contact entre ce corps et le gaz lui-même. L'attraction du corps solide sur la partie *c* (*fig.* 204) du gaz qui l'approche le plus, serait alors la cause de la formation de ce dépôt, et il se développerait un phénomène semblable à celui de l'adhérence des petits globules de mercure à une tige de verre, bien qu'une couche d'air sépare les deux corps.

CONNEXION ENTRE L'AFFINITÉ CHIMIQUE ET LA FORCE QUI PRODUIT L'ÉTAT GAZEUX, LIQUIDE ET SOLIDE DES CORPS.

Le sulfate de soude cristallise à la température ordinaire avec 55 pour cent d'eau combinée chimiquement; exposé à l'air il ne tarde pas à blanchir et à tomber en poudre en exhalant de l'eau. Ainsi la force avec laquelle l'eau s'évapore à la température ordinaire suffit pour lever cette affinité chimique, phénomène qui se répète dans tous les sels efflorescens. Cette force d'évaporation venant à s'agrandir peut évidemment surmonter des affinités supérieures à celle de l'eau de cristallisation pour

un sel. Dans la destruction des affinités chimiques par une température élevée à laquelle un des principes constituans de la combinaison chimique se dégage, cette force d'évaporation concourt avec la chaleur pour diminuer l'affinité réciproque des parties constituantes. Le sel de cuisine se cristallise à — 10° avec 38 pour cent d'eau; ramené à la température ordinaire il abandonne cette eau même au milieu de ce liquide. Le sulfate de soude qui se cristallise à une température de 33° d'une dissolution aqueuse est tout-à-fait anhydre; l'hydrate d'oxide de cuivre et d'autres hydrates (combinaisons de l'eau avec les oxides métalliques) perdent leur eau lorsqu'on les échauffe sous ce liquide. Lorsque ces substances se dépouillent de leur eau par l'élévation de leur température dans l'air, cette décomposition ne doit pas être attribuée à une augmentation de la tendance de l'eau à s'évaporer; lorsqu'au contraire le carbonate calcaire se décompose en exhalant son acide carbonique, ou se fond sans altération, suivant qu'on l'échauffe en vase ouvert ou clos, c'est la force avec laquelle l'acide carbonique prend la forme gazeuse qui cause la décomposition. Plus la force avec laquelle un corps se gazéifie est grande, plus les affinités chimiques vaincues par cette force peuvent être énergiques. L'acide carbonique exige une pression de plus de 40 atmosphères pour rester liquide à la température ordinaire; l'eau n'a au contraire besoin que d'une pression de $^1/_{60}$ d'atmosphère pour conserver cet état. De là résulte évidemment pour nous la possibilité d'obtenir beaucoup de combinaisons de l'eau avec les bases, sans que nous soyons en état de produire des combinaisons correspondantes de l'acide carbonique. Quoique l'acide carbonique ait plus d'affinité

que l'eau pour les bases, on ne peut pas combiner cet acide avec l'oxide de fer, l'alumine et d'autres bases, tandis qu'on obtient la combinaison de ces substances avec l'eau, chaque fois qu'on les précipite de leurs dissolutions aqueuses par une base plus puissante.

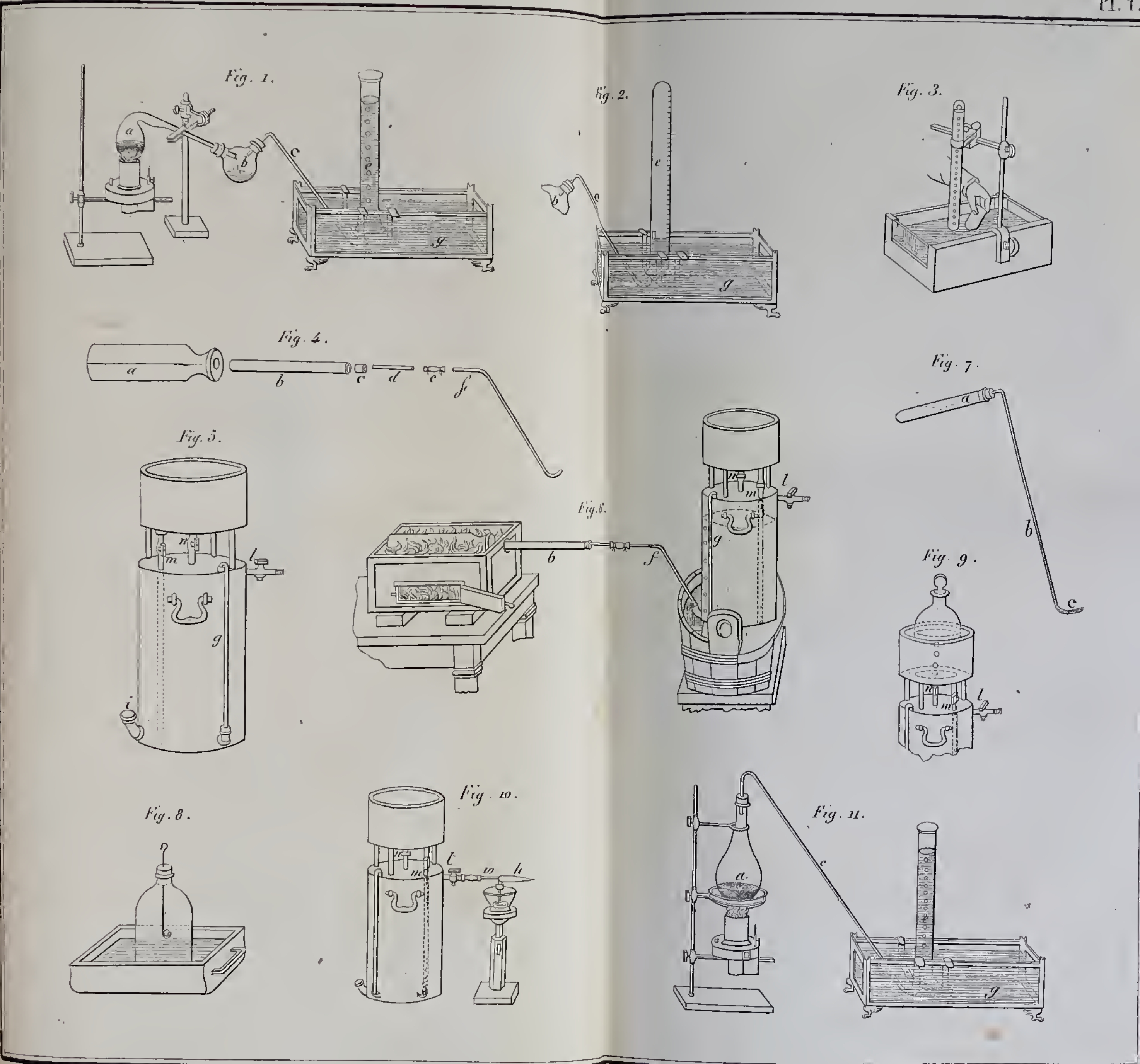
La faculté dissolvante des liquides donne également lieu à des décompositions chimiques. Le sulfate acide de potasse, intermédiaire entre le sel neutre et le bisulfate, étant dissous dans une quantité d'eau chaude telle que la dissolution ne soit pas tout-à-fait concentrée, il se cristallisera de la dissolution du sulfate neutre de potasse et du bisel restera dans la liqueur. Une petite quantité d'eau décompose l'iodite de soude en iodate de soude et en iodure de sodium, pour la raison que la dernière combinaison est beaucoup plus soluble dans l'eau que la première; l'alcool, qui ne peut dissoudre l'iodate de soude, opère encore plus facilement cette décomposition. Le sulfate acide de potasse traité par l'alcool donne du sulfate neutre de la même base, l'acide sulfurique se dissolvant dans l'alcool qui ne peut se combiner avec ce sel.

De faibles affinités chimiques pouvant de cette manière être détruites en vertu de la volatilité ou de la solubilité d'un principe constituant, il est quelquefois difficile de décider, lorsqu'une liqueur ne cristallise pas, s'il faut la prendre pour une combinaison chimique ou pour une simple dissolution des parties constituantes; c'est le cas, par exemple, pour l'alcool et l'eau. On peut considérer l'acide hydrochlorique et l'ammoniaque liquides comme des combinaisons chimiques, mais aussi comme des dissolutions; plusieurs alliages métalliques appartiennent également à cette catégorie. L'affinité chi-

mique fut-elle aussi faible que celle de l'eau de cristallisation dans les sels, on observera toujours que les principes constituans se combinent dans des proportions déterminées; c'est ainsi que dans le sulfate de soude l'oxigène de la base est à celui de l'eau comme 1 à 10. Lorsqu'au contraire il y a dissolution, la force augmente avec la masse, même l'eau pure, ainsi que je l'ai déjà démontré (p. 373), exerce encore une attraction sur une dissolution étendue. Je reviendrai plus au long sur ce sujet en décrivant les substances qui présentent ces cas, par exemple, en traitant de la tenue de l'acide sulfurique à l'égard de l'eau.

La solidification d'une combinaison chimique liquide peut également occasioner une décomposition chimique; l'attraction moléculaire (la force de cohésion) de l'un des principes constituans pouvant s'accroître suffisamment dans ce phénomène pour vaincre la faible affinité chimique de ce principe pour l'autre, avec lequel il était uni. Ce cas rare paraît se présenter dans la fonte grise et dans le granit; je développerai davantage ces phénomènes à propos de l'une et l'autre substance.

FIN DU PREMIER VOLUME.


Fig. 1.
Fig. 2.
Fig. 3.
Fig. 4.
Fig. 5.
Fig. 6.
Fig. 7.
Fig. 8.
Fig. 9.
Fig. 10.
Fig. 11.

Pl. 2

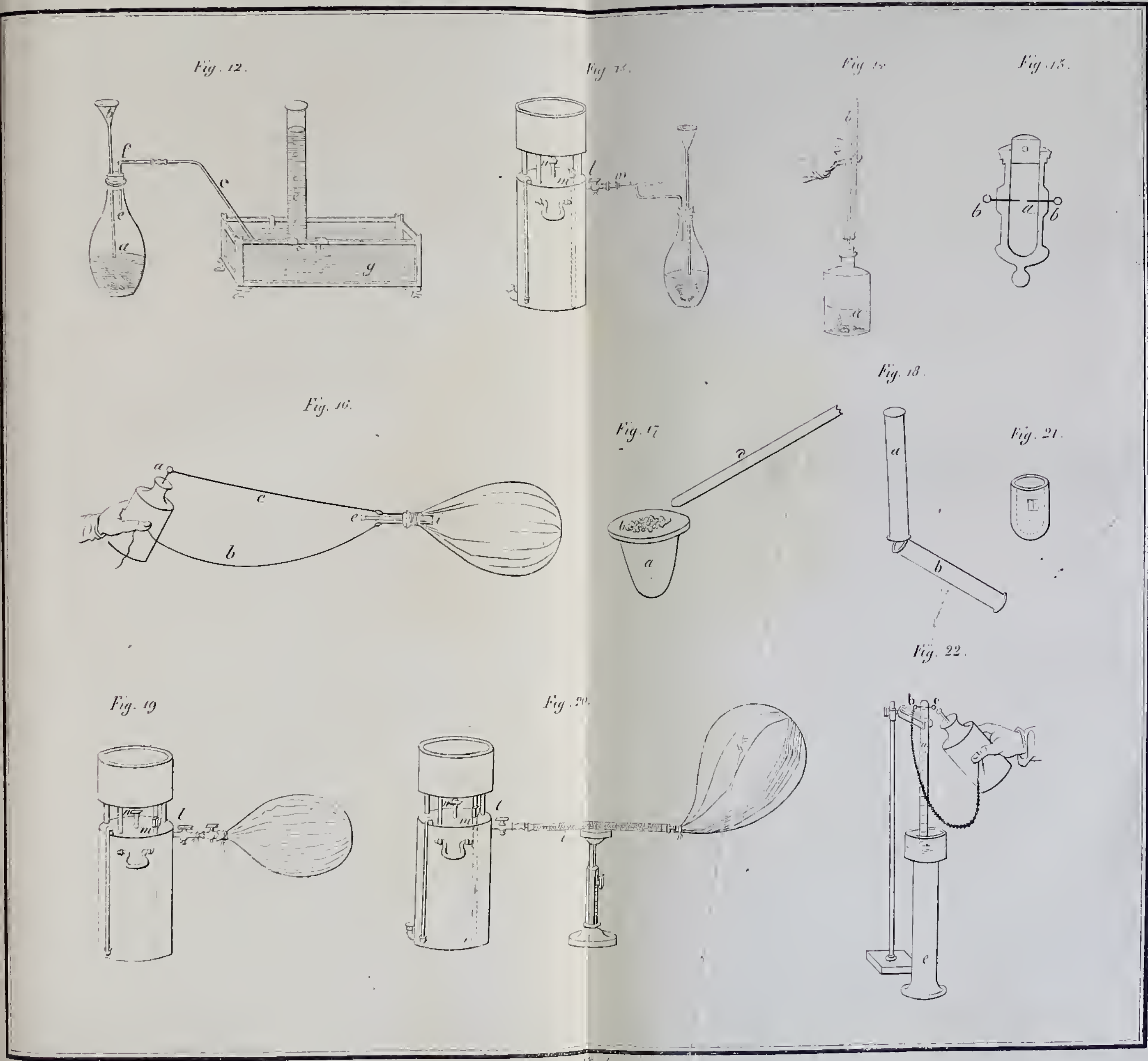

Fig. 12.
Fig. 13.
Fig. 14.
Fig. 15.
Fig. 16.
Fig. 17.
Fig. 18.
Fig. 19.
Fig. 20.
Fig. 21.
Fig. 22.

Fig. 23.

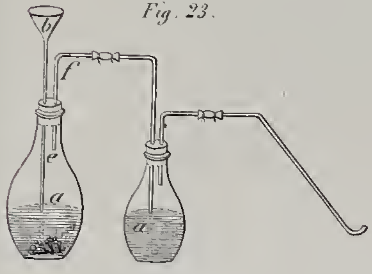


Fig. 24.



Fig. 25.

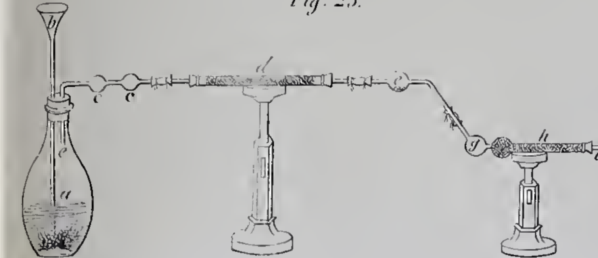


Fig. 26.

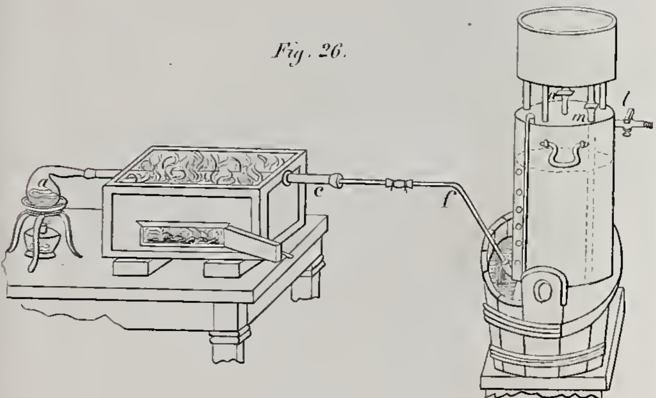


Fig. 27.

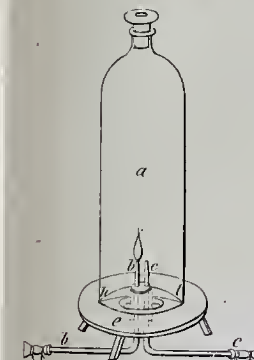


Fig. 28.

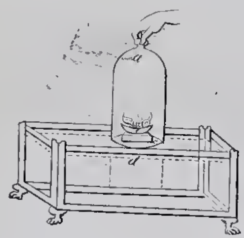


Fig. 29.

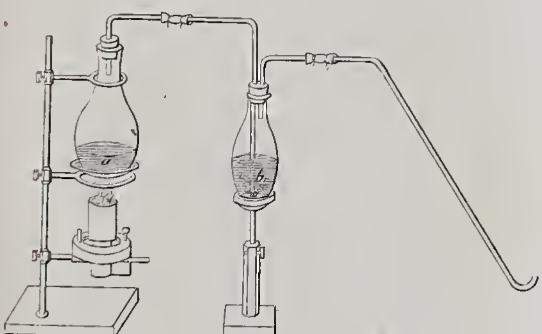


Fig. 30.

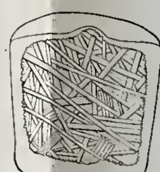


Fig. 32

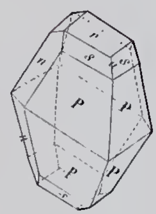


Fig. 31.

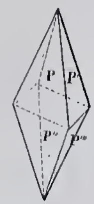


Fig. 33.



Fig. 34

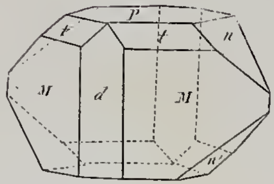


Fig. 36.

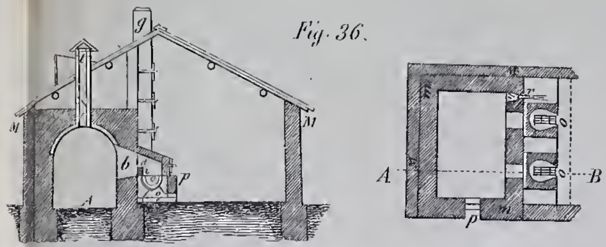


Fig. 35.

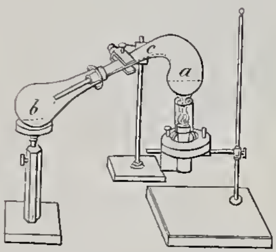


Fig. 37.

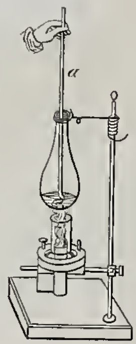


Fig. 38.

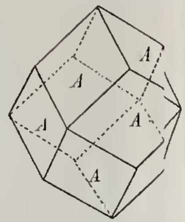


Fig. 40.

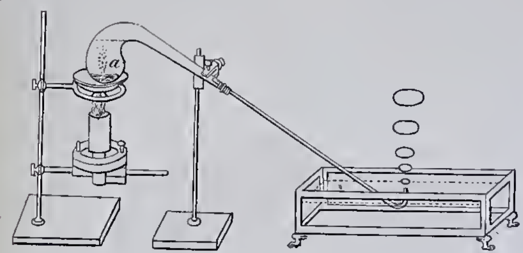


Fig. 39.

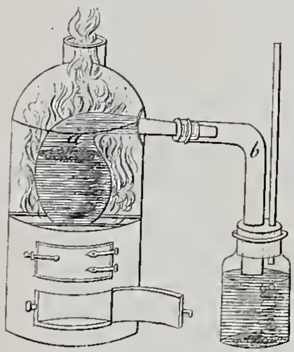


Fig. 41.

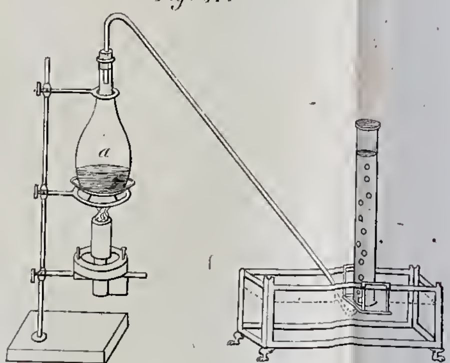


Fig. 42.

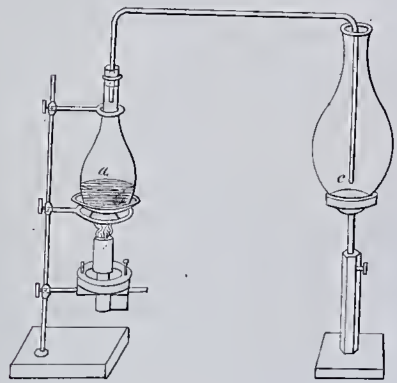


Fig. 43



Fig. 44.

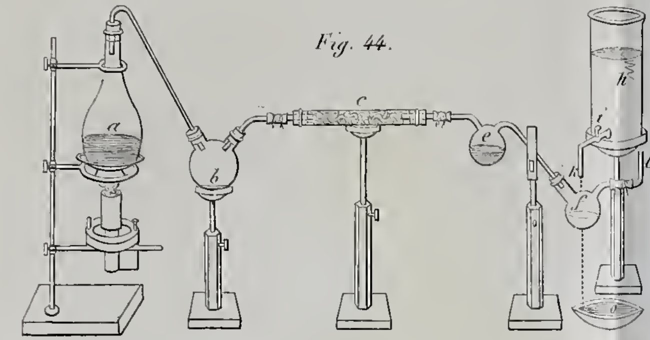


Fig. 45.

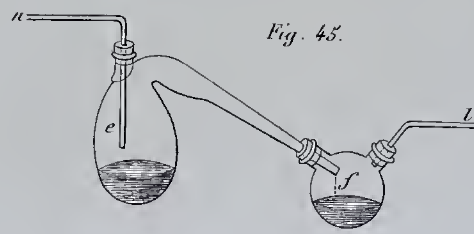


Fig. 48.



Fig. 49.



Fig. 47.

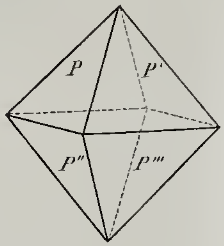


Fig. 46.

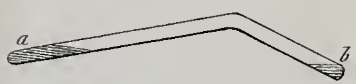


Fig. 50.

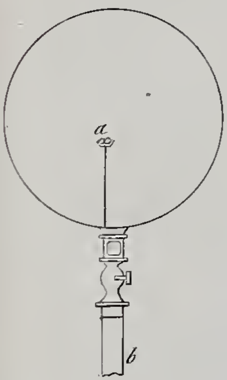


Fig. 51.



Fig. 52.



Fig. 53.

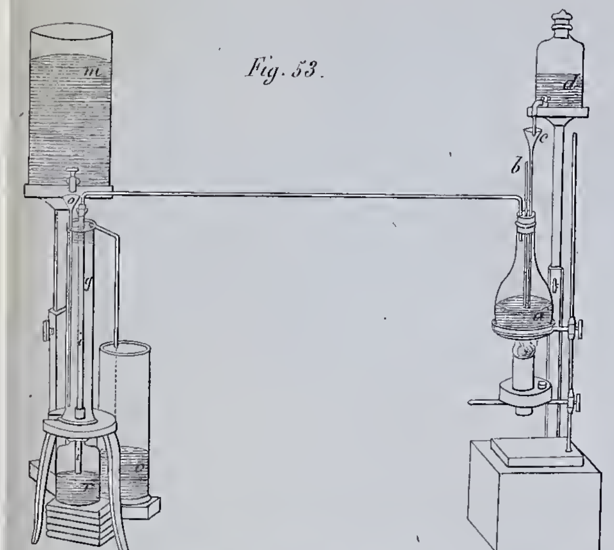


Fig. 54.



Fig. 55.

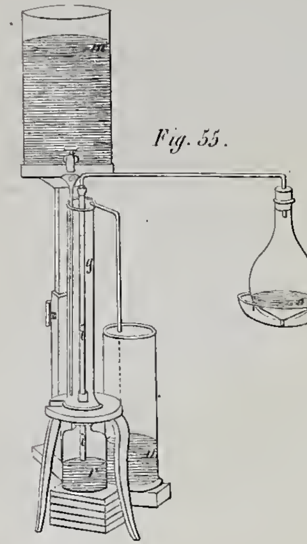


Fig. 56.

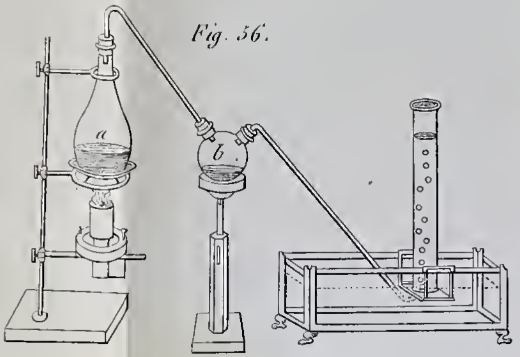


Fig. 57.

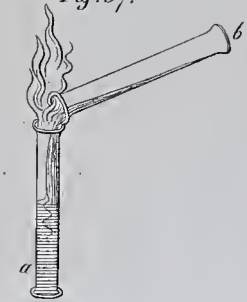


Fig. 58.

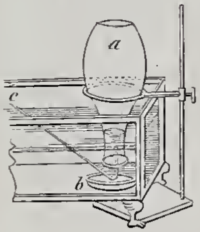


Fig. 59.

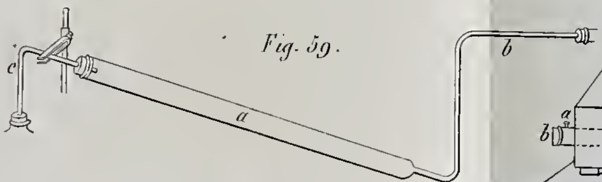


Fig. 60.

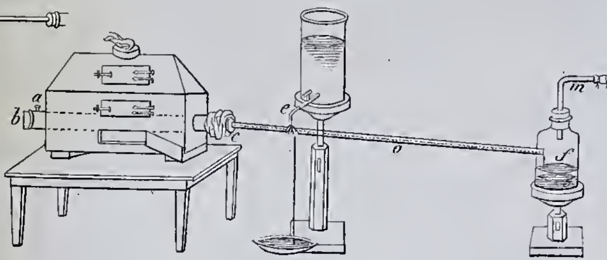


Fig. 61.

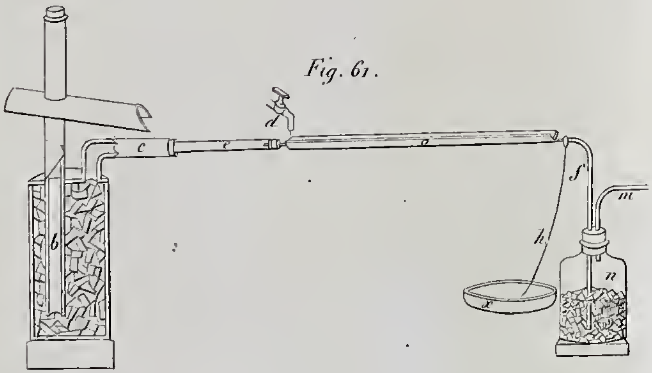


Fig. 62.



Fig. 63.

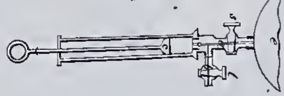


Fig. 64.

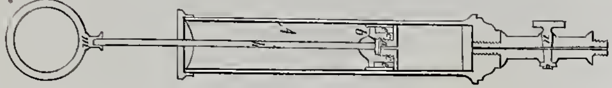


Fig. 65.

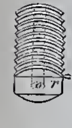


Fig. 66.

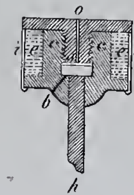


Fig. 67.

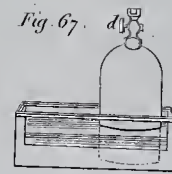


Fig. 68.

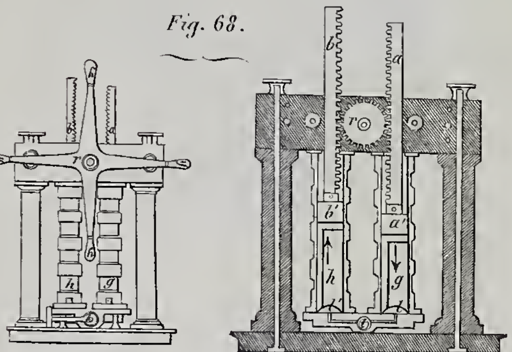


Fig. 69.

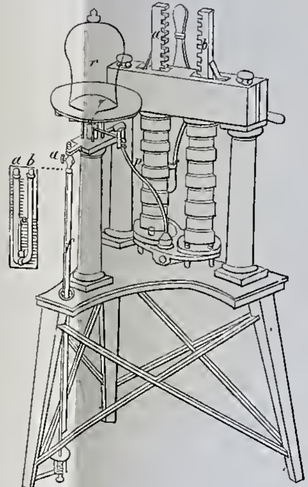


Fig. 70.

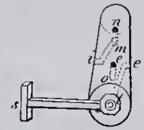


Fig. 71.

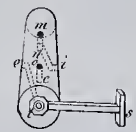


Fig. 72.

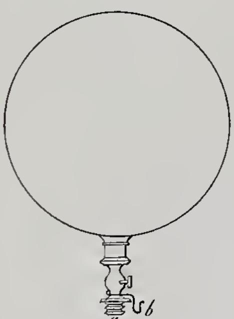


Fig. 74.

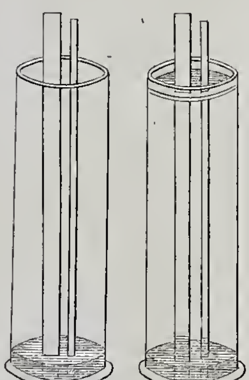


Fig. 73.

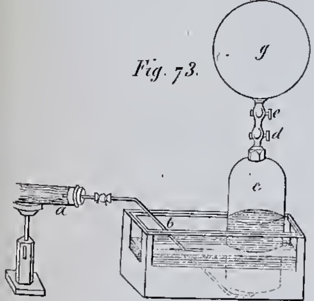


Fig. 75.



Lith. J. Stapleaux, Bruxelles

Fig. 126.

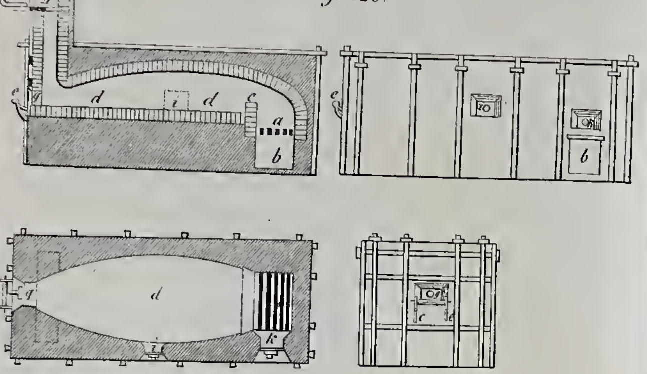


Fig. 128.

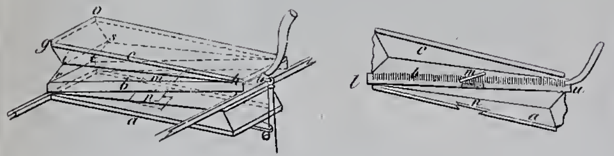


Fig. 135.

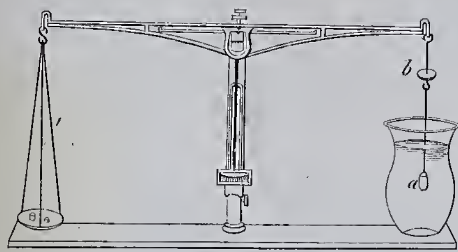


Fig. 134.



Fig. 129.

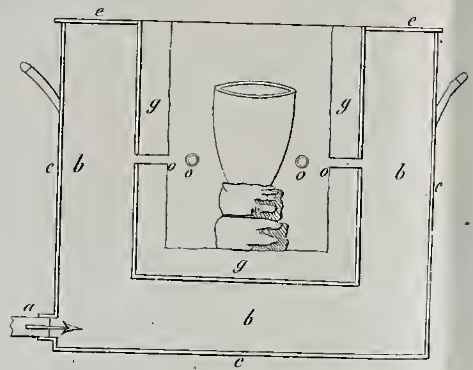


Fig. 131.

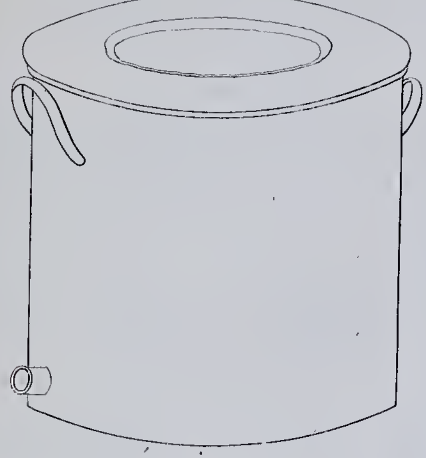


Fig. 132.

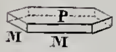


Fig. 133.

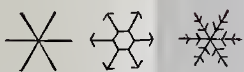


Fig. 127.



Fig. 130.



Fig. 117.

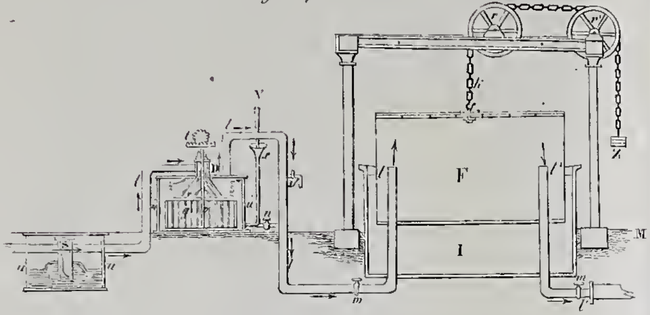


Fig. 116.

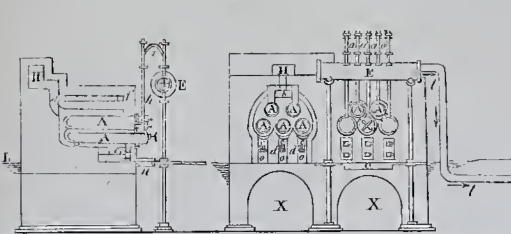


Fig. 118.

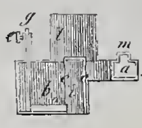


Fig. 119.

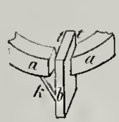


Fig. 120.

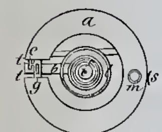


Fig. 125.

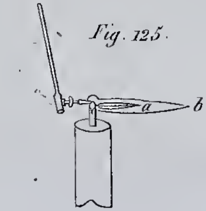


Fig. 124.



Fig. 121.

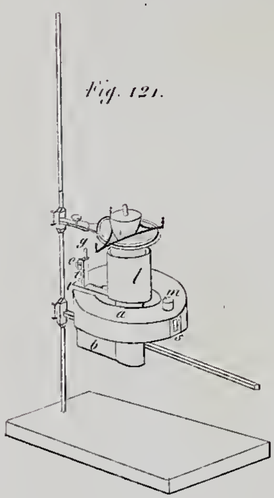


Fig. 122.

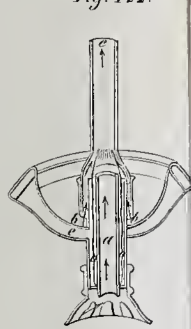


Fig. 123.

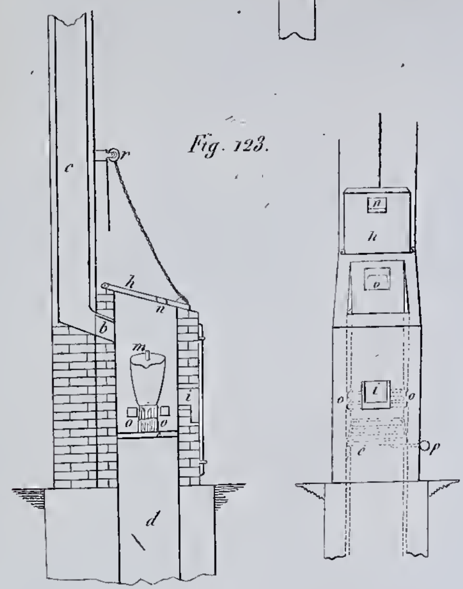


Fig. 104.

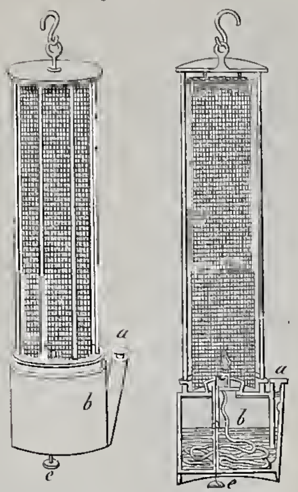


Fig. 105.



Fig. 106.



Fig. 107.

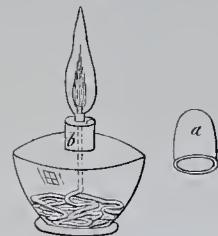


Fig. 111.

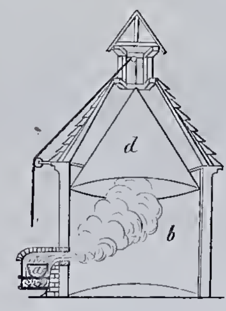


Fig. 108.



Fig. 109.

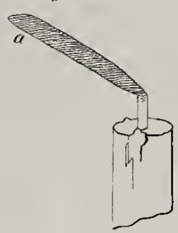


Fig. 110.

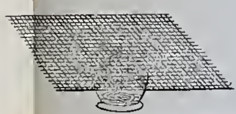


Fig. 112.



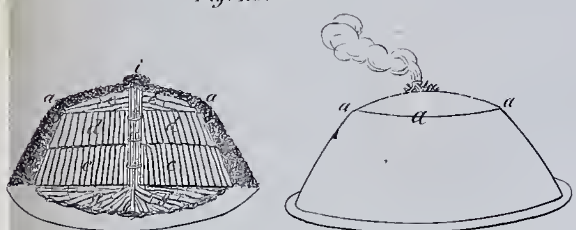
Fig. 113.



Fig. 114.



Fig. 115.



Lith. de Stapleaux, Bruxelles.

Fig. 91.

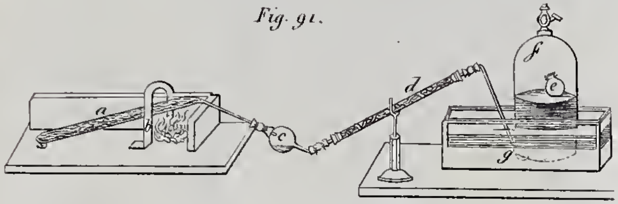


Fig. 92.

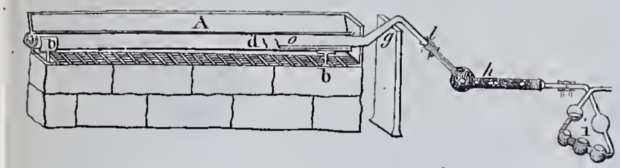


Fig. 90.

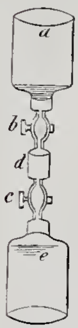


Fig. 93.



Fig. 94.

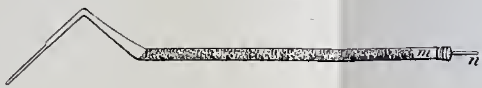


Fig. 95.



Fig. 97.



Fig. 98.

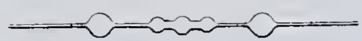


Fig. 101.

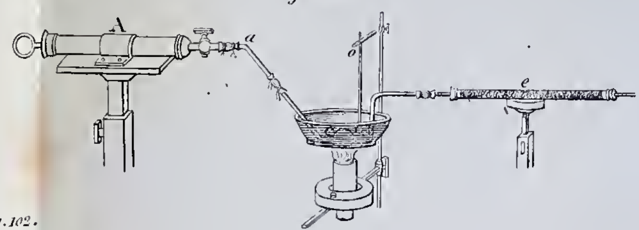


Fig. 96.

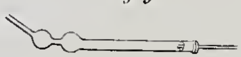


Fig. 99.

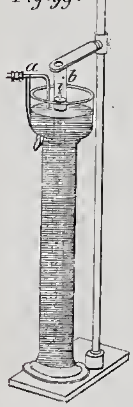


Fig. 100.

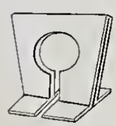


Fig. 102.

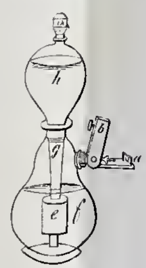
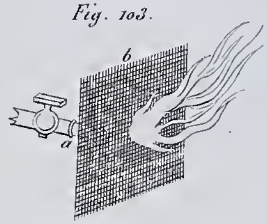
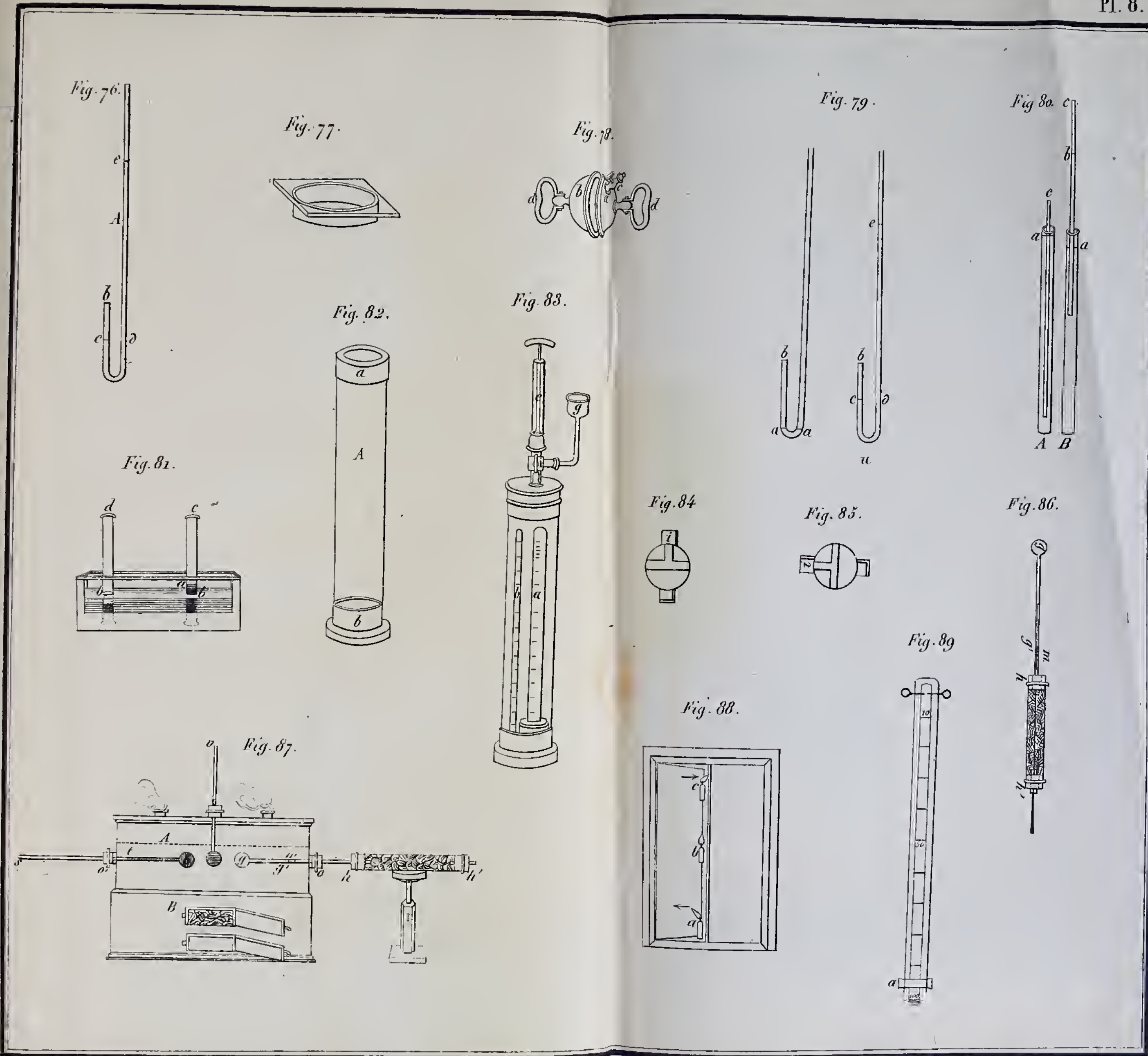


Fig. 103.





Lith. de Seaptaux Bruxelles

Fig. 136.



Fig. 137.



Fig. 138.

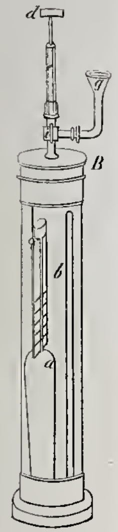


Fig. 139.

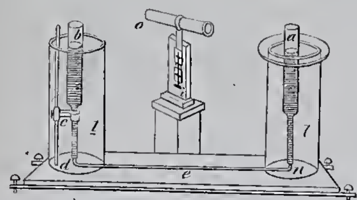


Fig. 140.



Fig. 141.

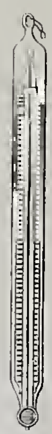


Fig. 142.

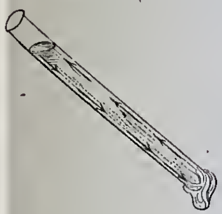


Fig. 143.

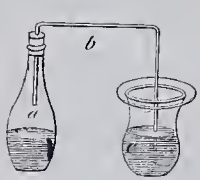


Fig. 147.



Fig. 144.

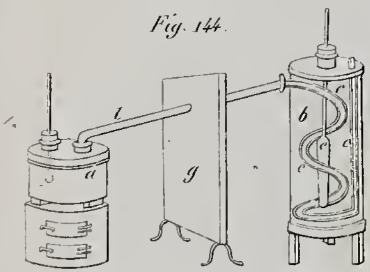


Fig. 145.

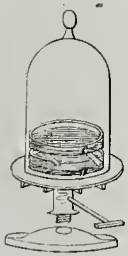


Fig. 146.

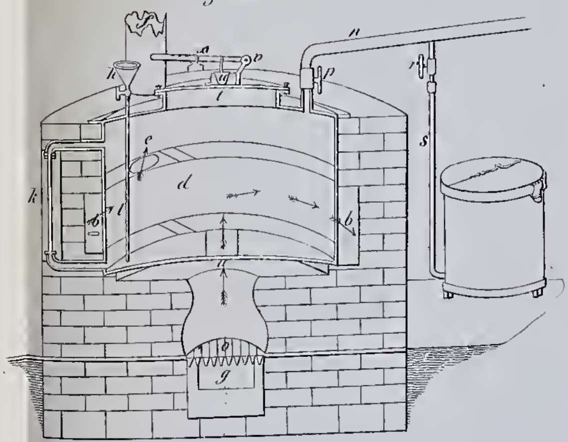


TABLE.

FIN DE LA TABLE DU TOME PREMIER.

Fig. 148.

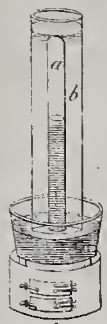


Fig. 149.

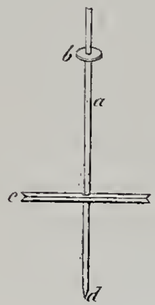


Fig. 150.

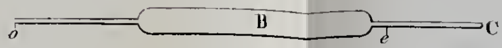


Fig. 151.

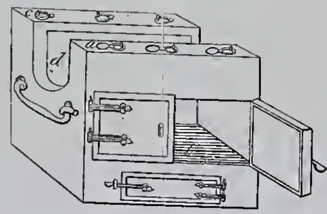


Fig. 153.

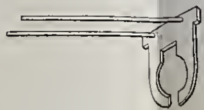


Fig. 152.

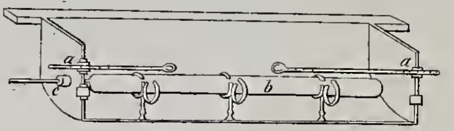


Fig. 154.

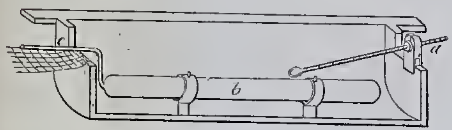


Fig. 155.

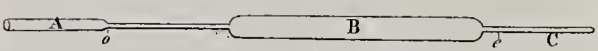


Fig. 157.

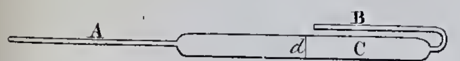
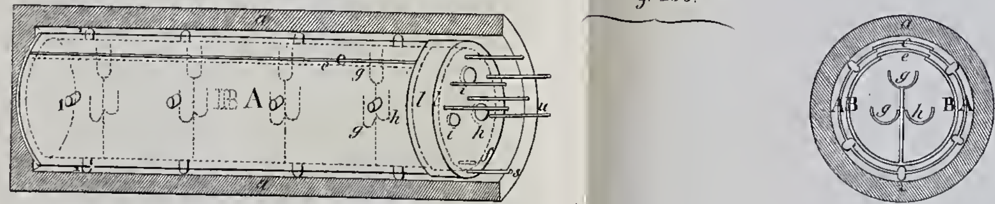


Fig. 156.



Lith. de Stapleaux à Bruxelles

Fig. 158.

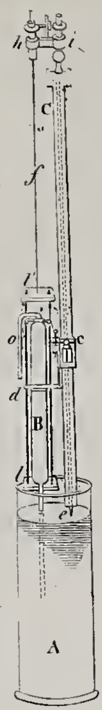


Fig. 159.

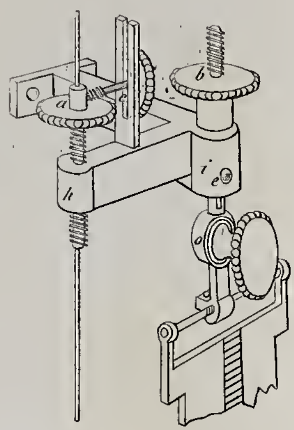


Fig. 160.



Fig. 161.

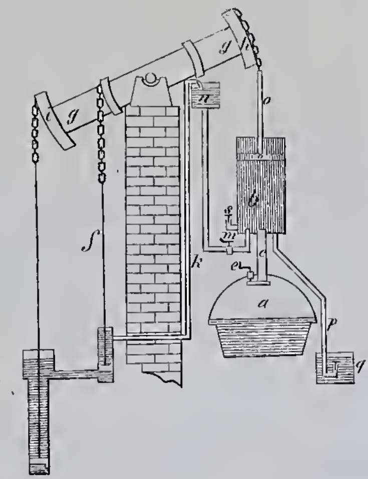


Fig. 163.

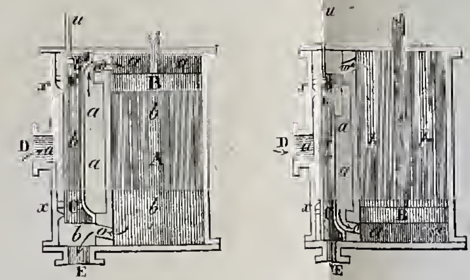


Fig. 164.



Fig. 167.

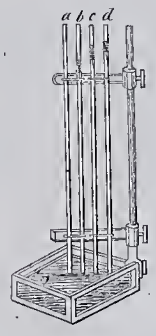


Fig. 165.



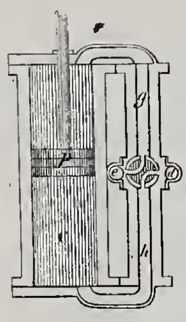


Fig. 162.



Fig. 166.



Lith. de Stapleaux à Bruxelles

Fig. 168.



Fig. 169.

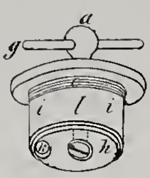


Fig. 170.

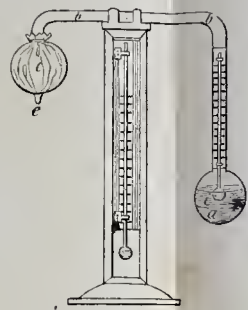


Fig. 172.

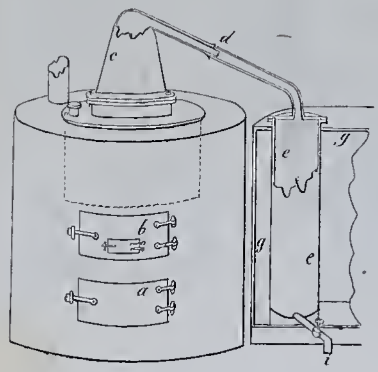


Fig. 171.

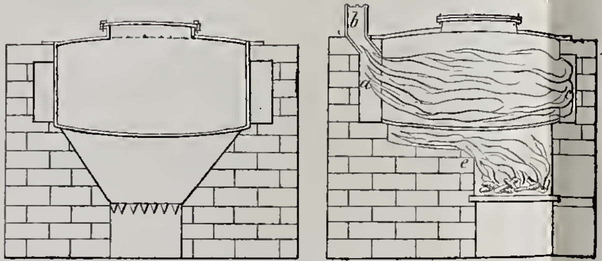


Fig. 173.

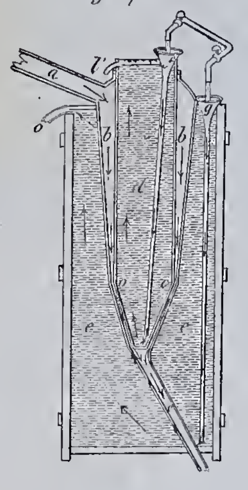


Fig. 174.

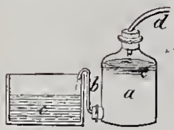


Fig. 175.

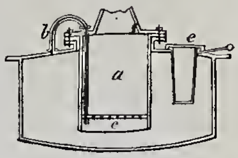


Fig. 176.

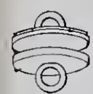


Fig. 177.



Fig. 178.

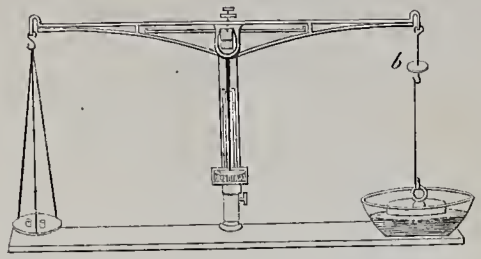


Fig. 179.

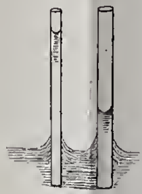


Fig. 180.



Fig. 181.



Fig. 182.

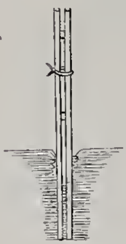


Fig. 184.

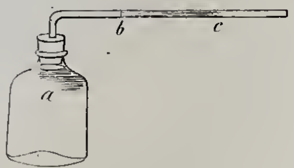


Fig. 183.



Fig. 185.

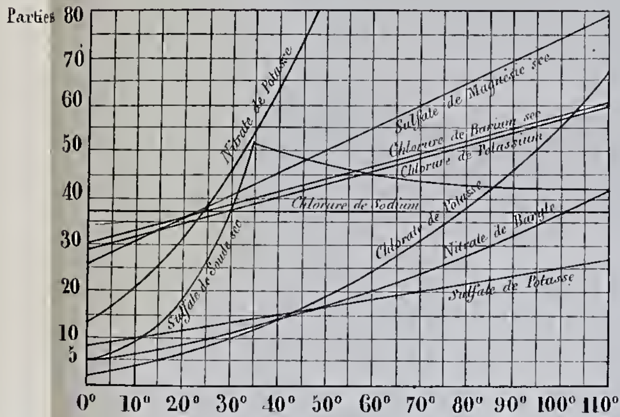


Fig. 186.

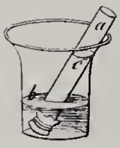


Fig. 187.



Fig. 188.

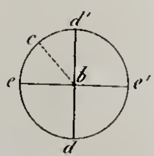


Fig. 189



Fig. 190.

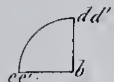
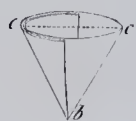


Fig. 191.



Lith. de Stapleaux à Bruxelles

Fig. 192.



Fig. 193.

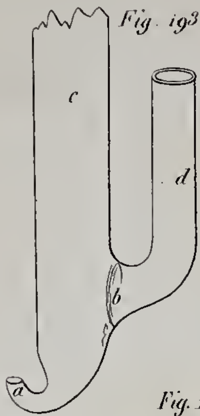


Fig. 194.

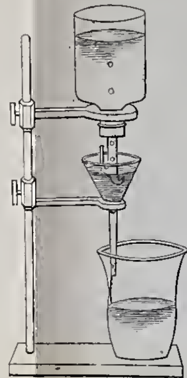


Fig. 195.

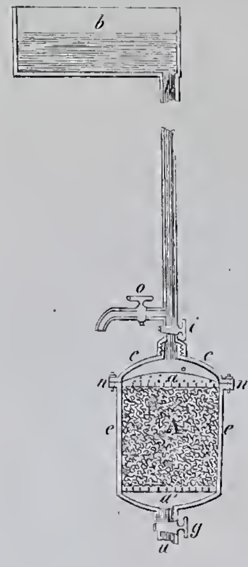


Fig. 196.

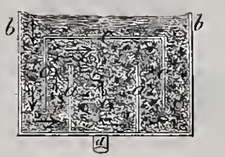


Fig. 197.

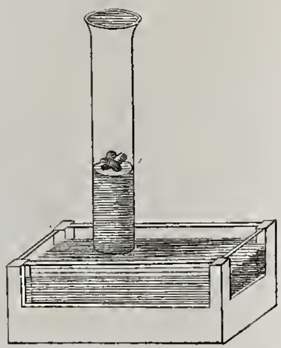


Fig. 198.

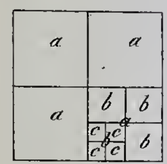


Fig. 200.

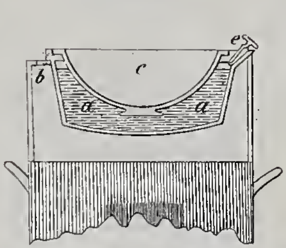


Fig. 201.



Fig. 202.



Fig 199.

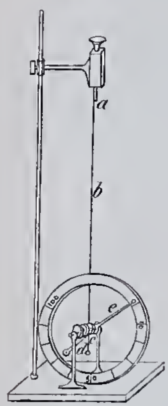


Fig. 203.

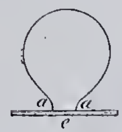


Fig. 204.



Lith. de Stapleaux Bruxelles